Vinícius Kothe | QUÍMICA GERAL | Gestão

EDITORA FAEL

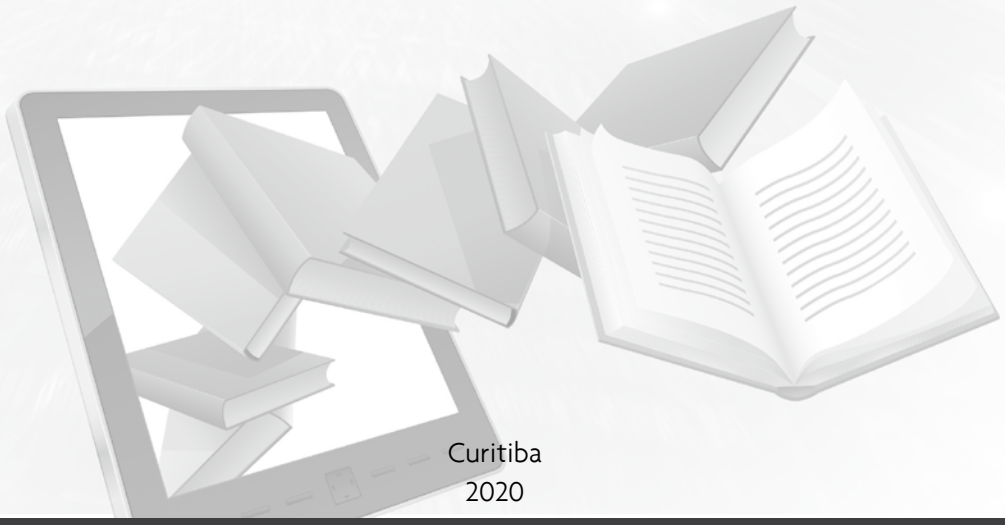
QUÍMICA GERAL

Vinícius Kothe

EDITORA FAEL

Química Geral

Vinícius Kothe



Curitiba
2020

EDITORA FAEL

Ficha Catalográfica elaborada pela Editora Fael.

K87q Kothe, Vinícius

Química geral / Vinícius Kothe. – Curitiba: Fael, 2020.

303 p.: il.

ISBN 978-65-990685-0-8

1. Química I. Título

CDD 540

Direitos desta edição reservados à Fael.
É proibida a reprodução total ou parcial desta obra sem autorização expressa da Fael.

FAEL

Direção Acadêmica	Fabio Heinzen Fonseca
Coordenação Editorial	Raquel Andrade Lorenz
Revisão	Editora Coletânea
Projeto Gráfico	Sandro Niemicz
Imagem da Capa	Shutterstock.com/Romolo Tavani
Arte-Final	Evelyn Caroline Betim Araujo

Sumário

Carta ao Aluno | 5

1. A química do cotidiano | 7
2. A química e suas transformações | 35
3. Os modelos atômicos e sua evolução | 61
4. Classificação periódica dos elementos | 81
5. Ligações químicas e geometria molecular | 107
6. Ácidos e bases | 143
7. Sais, óxidos e hidretos | 169
8. Reações químicas | 195
9. Cálculo estequiométrico | 217
10. Processos químicos industriais | 245

Tabela periódica - características e exemplos dos elementos | 267

Gabarito | 285

Referências | 301

Carta ao Aluno

Prezado(a) aluno(a),

O ensino de química é deveras visto como um vilão nas escolas, universidades e demais instituições de ensino. Mudar esse ponto de vista é uma tarefa bastante difícil, mas não impossível. Para isso, temos que olhar a química por outros ângulos. Precisamos entender que absolutamente tudo o que nos cerca é envolvido pela química. Nós mesmos só existimos pois somos compostos por átomos e moléculas, e acontecem constantemente reações químicas em nossos organismos.

Nessa obra vamos desmistificar a química, demonstrando por meio de exemplos simples o quão prazeroso pode ser o estudo dessa matéria que tanto amedronta os estudantes. Você, leitor, perceberá que diversas imagens e esquemas que serão apresentados fazem parte do nosso cotidiano, e isso foi pensado de forma propositadal. Dessa maneira, a compreensão do conteúdo tende a ser mais abrangente e palpável, independentemente da área de formação pretendida.

Sinta-se confortável com a leitura, consulte essa obra com a frequência que for necessária, apaixone-se pela química. Sucesso e boa leitura.

1

A química do cotidiano

O que seria da humanidade sem o conhecimento e o domínio da química? O desenvolvimento humano está totalmente conectado e dependente de inovação, tecnologia, superação e evolução, desde o domínio do fogo pelos ancestrais até a produção de telefones supermodernos, que são fruto da evolução do conhecimento em química.

Esse primeiro capítulo tem como objetivo fornecer ao leitor conhecimentos gerais e definições sobre o que é química, onde podemos encontrá-la e como o passar dos anos contribuiu para que pudéssemos chegar ao nível que estamos hoje.

Entender que a química está presente em tudo o que nos cerca, entender as teorias descritas, como elas são formuladas e atualizadas é fundamental para compreender fatos simples do nosso cotidiano.

O objetivo desse capítulo não é aprofundar o conhecimento de reações, mecanismos e sínteses, mas sim de contextualizar o leitor sobre o que é um átomo, suas diferenças e fornecer uma base para os próximos capítulos.

1.1 A química no cotidiano

Popularmente definida como a ciência que estuda a natureza da matéria e suas transformações, a química vai muito além disso. Tudo o que nos cerca contém química, do ar que respiramos à roupa que vestimos. O próprio corpo humano é formado por elementos químicos que estão em constante transformação para que possamos nos manter vivos.

Quando há a ingestão de alimentos, diversas reações químicas ocorrem para que os produtos ingeridos possam ser absorvidos pelo organismo. Sem essas reações – básicas ou complexas – não haveria vida.

A fotossíntese, por exemplo: as plantas absorvem a energia luminosa e, por meio de reações químicas, a converte em energia química, ou seja, em glicose, que é utilizada para sua sustentação. Curiosamente, o processo de fotossíntese que mantém as plantas vivas está relacionado com a sobrevivência da espécie humana, por exemplo.

A reação que ocorre no interior das células vegetais é apresentada a seguir:

$$6\ CO_2 + 6H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + O_2$$

Ou seja, ao produzir a glicose a planta acaba liberando oxigênio, que é imprescindível para a manutenção da vida terrestre.

Outro composto químico que está presente no organismo dos seres vivos é a água. O corpo humano é composto por 65-70% de água. O sangue contém ainda mais água, cerca de 95%. Além de fazer parte da composição dos tecidos, a água está presente na maioria das reações químicas do corpo humano. É por meio dela que o transporte de nutrientes é realizado, substâncias tóxicas são eliminadas, a temperatura corporal é regulada, dentre outros processos.

Mas não somente nos organismos vivos a química está presente. O sal de cozinha, por exemplo, é a junção de dois elementos químicos: sódio (Na) e cloro (Cl), formando assim o NaCl. A soda cáustica é formada pela junção do sódio (Na) com um hidróxido (OH). Outros exemplos de onde a química pode ser encontrada no nosso cotidiano estão apresentados na Tabela 1.1.

Tabela 1.1 – Exemplos de compostos químicos facilmente encontrados no cotidiano

Nome comum	Nome oficial	Fórmula
Acetona	Propanona	C_3H_6O
Álcool	Etanol	C_2H_5OH
Vinagre	Ácido acético	$C_2H_4O_2$
Açúcar	Sacarose	$C_{12}H_{22}O_{11}$
Sal de cozinha	Cloreto de sódio	NaCl
Aspirina	Ácido acetilsalicílico	$C_9H_8O_4$
Gás de cozinha	Propano + Butano	$C_3H_8 + C_4H_{10}$

Fonte: elaborada pelo autor.

Tudo o que está presente no espaço possui química. Com isso, é possível confluir para a definição de matéria:

> Matéria é tudo o que ocupa lugar no espaço (ou seja, tem volume).

A matéria apresenta quatro estados físicos, porém três deles são mais difundidos e popularmente conhecidos. São eles: sólido, líquido, gasoso e plasma.

Figura 1.1 – Representação dos quatro estados físicos da matéria

Fonte: http://twixar.me/67k3

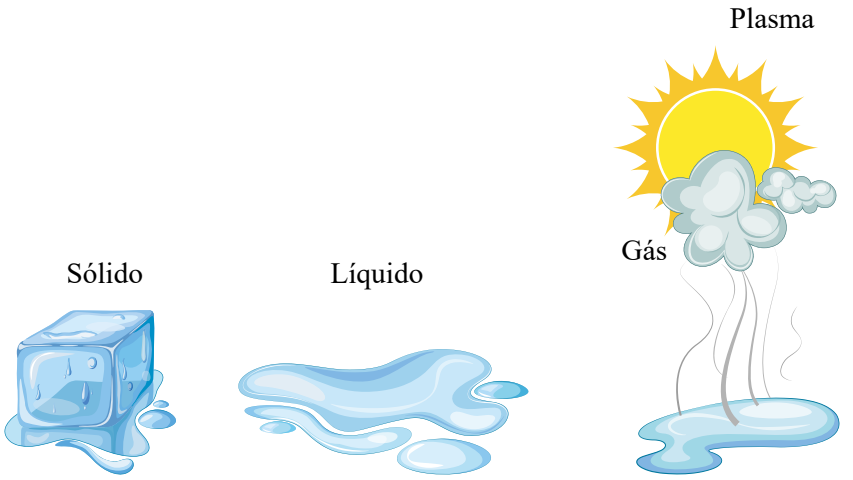
No estado sólido as partículas estão próximas umas das outras e fortemente atraídas por ligações ou interações químicas. Além disso, compostos no estado sólido possuem forma e volume próprios e não há praticamente nenhum movimento desse tipo de corpo.

Já em substâncias no estado líquido, a forma e a posição das moléculas se ajustam de acordo com o recipiente onde elas estão. Há uma atração de força intermediária entre as moléculas e estas estão relativamente próximas umas das outras.

No estado gasoso há uma movimentação intensa das moléculas, sendo que o volume e a forma variam constantemente. A atração entre as moléculas é baixíssima ou até mesmo nula.

Já o plasma é composto por um conjunto quente e denso formado por átomos livres, elétrons e íons. Esse é o estado da maioria da matéria que compõe o universo. No entanto, em laboratório, ele é atingido quando um gás é aquecido a temperaturas elevadíssimas, o que faz com que a agitação térmica supere a energia que mantém as ligações químicas, as quais mantém os elétrons ao redor do núcleo.

Figura 1.2 – A água representando os três estados físicos da matéria mais comuns, e o sol representando o plasma



Fonte: Shutterstock.com/Vecton/Haali

1.2 A química no ambiente educacional

Como foi dito no tópico anterior, a química está presente em todos os lugares. Mas e no ambiente de ensino? Onde a química propriamente dita se localiza?

Experimentos, testes e reações são conduzidos em laboratórios específicos ou adaptados para esse fim. Um laboratório de química é um espaço dotado de bancadas ou mesas revestidas com superfície lisa e de fácil limpeza, capelas de exaustão, sistema elétrico e de distribuição de gases, sistema de primeiros socorros (pia para lavagem de olhos, chuveiro), bem iluminado e ventilado.

Nos laboratórios, as normas devem ser seguidas à risca para evitar quaisquer tipos de contaminação. Não é permitido comer ou fumar, é proibido correr, bloquear acessos e saídas de emergência, deve-se manter extintores sempre em condições de uso, dentre outros itens básicos de segurança.

Mantendo-se as boas práticas laboratoriais, acidentes podem ser evitados. Ademais, os usuários devem sempre estar munidos de equipamentos de proteção individuais, os EPIs. Os principais EPIs de um laboratório de química são jaleco ou avental de algodão com manga longa, óculos de proteção, luvas e máscaras quando necessário, calça comprida e calçado fechado.

Sinais de indicação de perigo e riscos de contaminação estão sempre bem visíveis em laboratórios e nos rótulos dos reagentes. Todos os usuários devem ter conhecimento básico do que cada símbolo representa. Usualmente, os laboratórios dispõem de manuais de boas práticas, em que é possível ter acesso a esses sinais.

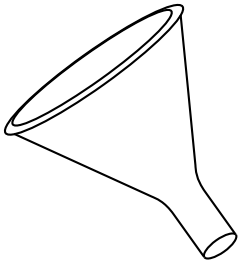
Figura 1.3 – Profissional de laboratório realizando um experimento utilizando EPIs básicos para sua segurança

Fonte: Shutterstock.com/Alexander Raths

Diferentemente dos laboratórios que são projetados para esse fim, o ambiente de moradia ou trabalho também pode oferecer riscos. A sua casa pode ser um grande laboratório. É comum, por exemplo, utilizar etanol para acender uma fogueira, ou então utilizar acetona para remoção de esmalte. De certa forma, são reagentes que estão disponíveis para aquisição facilitada, mas que, quando manuseados de forma incorreta, podem oferecer riscos à saúde e provocar acidentes. Conhecer e seguir as boas práticas laboratoriais é fundamental para a sua segurança e de terceiros.

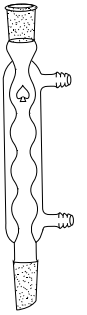
Os utensílios utilizados em laboratório também são de uso exclusivo. Normalmente, os equipamentos são confeccionados em vidro, mas há também itens em porcelana e ferro. Existem centenas de apetrechos que podem ser de uso comum ou específicos para determinados experimentos. Dentre eles, alguns dos principais são:

Figura 1.4 – Utensílios utilizados em laboratório



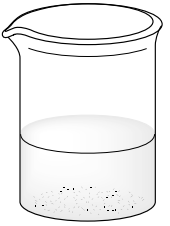
Funil

Funil de separação



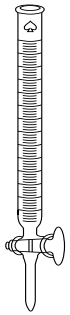
Condensador

Balão volumétrico

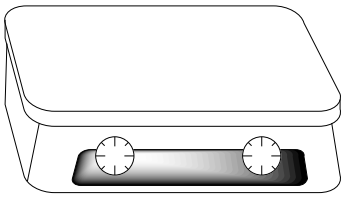


Copo de béquer

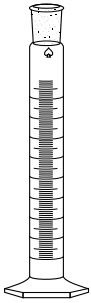
Balão de fundo redondo



Bureta



Agitador magnético



Proveta

Fonte: Shutterstock.com/Nutkins J/Gadeeva Mariia

1.3 Unidades de medida: definição e importância

A unidade de medida ajuda especificar a quantidade de uma determinada grandeza física e é comparada a um padrão previamente estabelecido. O Sistema Internacional de Medidas (SI) é uma maneira internacionalmente reconhecida de indicar as grandezas a serem medidas, e foi criado para padronizar e facilitar as transações entre os países.

A representação das unidades deve ser igual entre todos os usuários e o símbolo deve ser representado de forma correta. Letras maiúsculas ou minúsculas devem ser respeitadas, a fim de evitar confusão entre unidades. Na Tabela 1.2 a seguir são apresentados alguns exemplos:.

Tabela 1.2 – Exemplos de unidades de medida de acordo com o Sistema Internacional (SI)

Grandeza	Nome	Símbolo
Comprimento	Metro	m
Massa	Quilograma	kg
Tempo	Segundo	s
Quantidade de matéria	Mol	mol
Volume	Metro cúbico	m^3
Temperatura	Kelvin	K
Corrente elétrica	Ampére	A

Fonte: elaborada pelo autor.

Em química, algumas unidades são mais utilizadas do que outras. A unidade de **massa (m)**, por exemplo, mede a quantidade de matéria que existe em um corpo e é expressa em quilogramas. No entanto, na maioria das vezes mede-se em gramas (g), uma vez que as reações geralmente são conduzidas em pequena escala.

$$1\ kg = 1000\ g \text{ ou } 10^3\ g$$

O **volume (V)** representa a extensão de espaço ocupado por um corpo. Normalmente é utilizado para líquidos, mas se aplica a outros exemplos. A unidade padrão para representar o volume é o metro cúbico (m^3), mas em química as unidades mais utilizadas são o litro (L) e o mililitro (mL).

$$1\ m^3 = 1000\ L$$

$$1\ L = 1000\ mL$$

A **temperatura (T)** está relacionada com o grau de agitação das partículas em um corpo, e está conectada com a capacidade de receber ou transmitir calor para outros corpos. Essa grandeza é medida com auxílio de um termômetro formado por um tubo de vidro dotado de uma extremidade contendo mercúrio ou outro líquido, que se expande e se move ao longo de um bulbo demarcado e calibrado. A unidade de medida de acordo com o SI é Kelvin, mas utiliza-se geralmente a unidade de graus Celsius, simbolizada por °C.

$$0\ °C = 273{,}15\ K$$

$$100\ °C = 373{,}15\ K$$

A relação entre a força exercida perpendicularmente sobre uma superfície e a área dessa superfície é chamada de **pressão (P)**. Para uma determinada pressão aplicada, quanto menor a área, maior a pressão. Ao segurar uma caneta com os dedos e pressionar, a extremidade com ponta de escrever exercerá maior pressão no seu dedo do que a extremidade oposta.

Figura 1.5 – Exemplo de diferentes pressões exercidas sobre um mesmo corpo

Fonte: http://twixar.me/Vck3

Em se tratando de pressão, é importante conhecer o conceito de pressão atmosférica. A camada de ar que envolve a Terra e que possui extensão de aproximadamente 800 km exerce pressão sobre os corpos. A essa pressão denomina-se **pressão atmosférica**. Ela é variável de acordo com a altitude. A nível do mar, a pressão atmosférica é de 1 atm ou 760 mmHg. Na unidade de medida internacional (SI) a pressão é dada em Pascal (Pa), mas em laboratórios de química geralmente utiliza-se atmosfera (atm) ou milímetro de mercúrio (mmHg).

1 atm = 101325 Pa ou 101,325 kPa (kilo Pascal)

1 atm = 760 mmHg

Além das grandezas já descritas, a **densidade (d)** também possui grande importância nessa área de conhecimento da ciência. Densidade é a razão entre a massa de um determinado corpo e seu volume. É calculada pela fórmula d = m/V e a unidade de medida de acordo com o SI é kg/m^3 (quilogramas por metro cúbico). Geralmente, utiliza-se a unidade g/L (gramas por litro) para expressar a densidade de líquidos e sólidos.

Densidade da água = 0,997 g/L (usualmente expressa como 1 g/L)

O conhecimento dessas grandezas é fundamental para quem irá estudar química, tanto em caráter teórico como prático. Conhecer e entender as unidades do sistema internacional é fundamental para o desempenho de atividades, principalmente as realizadas em laboratório.

1.4 A matéria e suas transformações

Tudo que está à nossa volta é oriundo de algum processo de transformação da matéria ou é passível de ser transformado. Essa observação tem sido retratada desde os primórdios das civilizações, porém não significa que antes disso não tenha ocorrido processos de transformação.

Basicamente, pode-se descrever dois processos de transformação: física e química. Nas transformações físicas, a identidade das substâncias não é alterada. Ao se derreter o alumínio, muda-se o seu estado físico, porém este continua sendo alumínio. No ato de fervura da água, observa-se a mudança do estado físico de líquido para gasoso, mas continua sendo água. Por sua vez, as transformações químicas envolvem mudanças perceptivas e altera-se sua composição. Na eletrólise da água para produção de H_2 e O_2, há a quebra da ligação química presente nas moléculas de H_2O e a formação de hidrogênio gasoso e oxigênio gasoso. A ferrugem, por exemplo, é outro processo que envolve modificações químicas, uma vez que o oxigênio do ar reage com o ferro, formando óxido de ferro III (Fe_2O_3). A carbonização de algumas substâncias também é um processo de transformação química, uma vez que uma substância é convertida em outra. A calcinação do calcário ($CaCO_3$ – carbonato de cálcio), por exemplo, leva à formação de óxido de cálcio – muito usado na construção civil com o nome de cal (CaO) e gás carbônico (CO_2).

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$

Além das transformações controladas pelo ser humano, há processos naturais que são muito conhecidos pela população. A produção do petróleo no subterrâneo, a formação das rochas, a formação dos corais nos oceanos, a evaporação das águas dos rios, lagos e oceanos. Não obstante, o cozimento dos alimentos, a explosão de fogos de artifício, a produção de cosméticos e perfumarias e outra infinidade de processos são conhecidos por modificações controladas pelo ser humano.

O domínio do fogo por civilizações primitivas talvez seja o primeiro relato de modificação controlada envolvendo temperatura. Já o surgimento do universo, de acordo com a teoria do "Big Bang", pode ser classificado como uma transformação isenta de responsabilidade humana.

Como pode ser observado nos exemplos descritos, na maioria dos casos as transformações envolvem pressão e temperatura. Sem dúvidas, o petróleo é o exemplo mais clássico que pode ser encontrado. O óleo denso, viscoso, escuro e com odor característico é oriundo de processos de decomposição de matéria orgânica sob elevada pressão e temperatura. É constantemente produzido no subsolo em grandes profundidades onde há condições ideais.

Resumidamente, nas transformações físicas é possível a recuperação dos componentes iniciais, uma vez que são reversíveis. Já nas transformações químicas, há a formação de novos produtos a partir de componentes (reagentes) iniciais.

1.5 O que é química, afinal?

Após essa breve imersão sobre química, cabe-nos definir conceitualmente o que realmente é a química e qual a sua importância para o universo e para a humanidade.

De acordo com o dicionário e bibliografias especificas da área, pode-se definir química como:

> Ciência que estuda a matéria, suas leis, propriedades, transformações e a energia envolvida nos processos.

Nesse sentido, a química permeia todos os campos do conhecimento humano, ocupando posição fundamental em tudo o que existe no universo.

E quanto ao apelo midiático relacionado a “produtos naturais, sem química”?

O erro conceitual já começa de forma grave. Se algo existe é porque é formado por elementos químicos ou é derivado de algum processo que envolveu transformações químicas. Um alimento natural, sem química, não existe. Sua existência é uma mistura química. A forma correta de tratar esse tipo de alimento, por exemplo, seria defini-lo como “isento de agrotóxicos” ou então “sem adição de conservantes”, dentre outras formas.

A química permeia muitas áreas da ciência. Nas ciências ambientais, tem-se como exemplo a área da ecologia e a poluição de forma geral. Na biologia, está presente na biologia celular, microbiologia e anatomia. Na física, talvez a conexão mais próxima possível com a química pode ser relacionada com a física nuclear e a mecânica quântica. Por último, mas de grande importância, a química é fundamental na medicina e nas ciências da saúde, tanto no tratamento de doenças por meio da formulação de medicamentos como na nutrição e cosmética.

Em suma, o processo da vida envolve a integração das principais grandes áreas da ciência: química, física e biologia.

1.5.1 Descobrindo e desmitificando a química

No mundo desenvolvido em que vivemos, é impossível desconectar os conhecimentos e a aplicação da química. Mas nem sempre foi assim.

O início da civilização e das descobertas foi marcado por uma mistura de surpresa e incertezas. Muito do que se acreditava tinha relação com deuses e mitos da época, principalmente na antiga Grécia. Imaginava-se que seres dotados de poderes sobrenaturais agiam para que tudo fosse criado. Esse pensamento envolve a descoberta do fogo, ferramentas e utensílios, produção de alimentos e, inclusive, a origem do universo. Para os filósofos gregos, toda matéria existente era oriunda da união dos quatro principais elementos primários: ar, fogo, terra e água.

Posteriormente, Aristóteles descreveu a diferença entre as particularidades desses quatro elementos e fundamentou que, alterando-se suas propriedades, seria possível obter novos elementos. Por exemplo:

- fogo – quente e seco.
- ar – quente e úmido.
- água – fria e úmida.
- terra – fria e seca.

Sendo assim, ao se resfriar o ar, que é quente e úmido, haveria a formação de chuva (água), que por sua vez é fria e úmida.

Mas nem todos os pensadores da época concordaram com a teoria de Aristóteles e, por volta do século IV a.C., Leucipo e Demócrito fundamentaram a ideia de que toda matéria seria formada por elementos indivisíveis, os átomos, surgindo assim o conceito do atomismo ou teoria atômica.

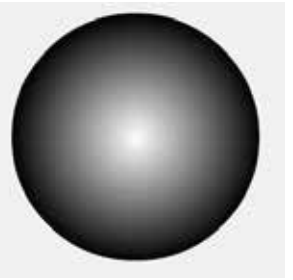
1.5.2 Átomo, a estrutura indivisível. Será mesmo?

Leucipo e Demócrito não estavam errados quando propuseram a teoria de que toda matéria é formada por pequenas partículas denominadas átomos. Mas foi no século XIX que o pesquisador John Dalton formulou a teoria atômica para descrever a constituição da matéria. De acordo com essa teoria, os átomos seriam partículas minúsculas, esféricas, indivisíveis e homogêneas.

Em paralelo, foi possível contextualizar a constituição de um elemento químico, e foi proposto que um conjunto de átomos com mesma massa, tamanho e propriedades constituiria um elemento químico. Parte dessa teoria ainda trata sobre outros assuntos, dentre eles:

- novos átomos não são criados nem destruídos, são apenas reorganizados, a fim de dar origem a novos elementos;
- elementos químicos diferentes possuem características diferentes (tamanho, massa e propriedades);
- em reações químicas, os átomos permanecem inalterados.

Figura 1.6 – Proposta do modelo atômico de Dalton, com base na descrição de Leucipo e Demócrito



Fonte: https://bit.ly/2IZeqjA

No conceito avançado de química da atualidade, essas definições parecem obsoletas, mas proporcionaram grandes avanços na época em que foram descritas.

E como uma teoria é proposta?

Fundamentalmente, quatro etapas são estudadas até que uma teoria possa ser confirmada.

Primeiro, há o período de observação. Faz-se a observação dos eventos de forma simples (a olho nu) ou com o auxílio de equipamentos (microscópio, por exemplo). As observações são cuidadosamente anotadas e estudadas, a fim de gerar base suficiente para a formulação de uma lei.

Depois de numerosas observações, uma lei pode ser formulada e apresentada. Em suma, uma lei descreve inúmeras observações realizadas, sendo que os dados coletados não variam e são constantes. Apesar disso, uma lei não explica o motivo da ocorrência dos fenômenos observados.

As explicações são obtidas através da formulação de hipóteses. Para que uma hipótese seja comprovada, diversos experimentos iguais devem ser conduzidos, a fim de se testar a reprodutibilidade e repetitividade dos mesmos.

Se a hipótese for confirmada por meio da realização de diversos experimentos, uma teoria pode ser criada. As teorias propostas são de caráter global, ou seja, devem responder a questões momentâneas e possibilitar a previsão sobre experimentos a serem realizados no futuro.

1.5.3 Molécula

Tendo em vista que átomo foi definido como a menor parte da matéria, e que um conjunto de átomos dá origem a um elemento químico, foi preciso determinar uma forma de representação dos elementos químicos. Utilizando-se o conhecimento da teoria de Dalton, o químico de origem sueca Berzelius organizou a notação química, que é utilizada até os dias de hoje. Ele definiu que seriam utilizadas as iniciais dos nomes dos elementos químicos escritos em latim, a fim de facilitar a universalização e o entendimento. Alguns exemplos são apresentados na Tabela 1.3 a seguir.

Tabela 1.3 – Exemplos de elementos químicos descritos na tabela periódica e suas nomenclaturas

Símbolo	Nome	Nome em latim
Au	Ouro	*Aurum*
Cl	Cloro	*Clorum*
Cs	Césio	*Caesium*
Hg	Mercúrio	*Hydragyrum*
P	Fósforo	*Phosphorous*
S	Enxofre	*Sulphur*
Zn	Zinco	*Zincum*

Fonte: elaborada pelo autor.

Como descrito anteriormente, cada substância possui diferentes elementos químicos em sua composição e essa quantidade é variável. Sendo assim, Dalton facilitou a notação por meio de números entre os símbolos, quando necessário, o que chamou de índice. Portanto, em química, quando tem-se a aparição de símbolos e números de maneira conjunta, podemos chamar essa representação de **fórmula**, a qual indica a concepção da unidade mínima formadora de uma substância.

Por fim, essas unidades mínimas são chamadas de **moléculas**. Uma molécula é conhecida como sendo eletricamente neutra, e formada pela união de pelo menos dois átomos. A essa união dá-se o nome de ligação química. Para facilitar o entendimento desses conceitos, os exemplos a seguir são apresentados.

Tabela 1.4 – Exemplos de moléculas que são facilmente encontradas e conhecidas

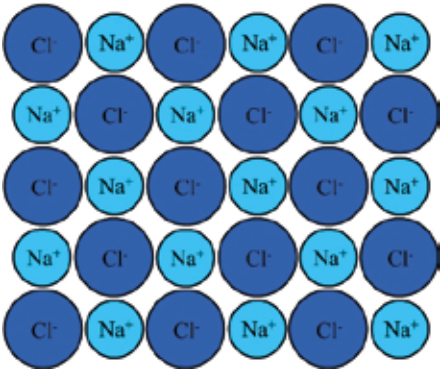
Nome	Fórmula	Elementos	Índice
Água	H_2O	H = hidrogênio O = oxigênio	2 = átomos de H 1 = átomos de O

Nome	Fórmula	Elementos	Índice
Metano	CH_4	C = carbono H = hidrogênio	1 = átomos de C 4 = átomos de H
Hidróxido de sódio (soda)	NaOH	Na = sódio O = oxigênio H = hidrogênio	1 = mesmo índice para todos os elementos

Fonte: elaborada pelo autor.

Além das moléculas, são conhecidos os **aglomerados iônicos**. Esses aglomerados são formados por íons que são classificados como átomos carregados eletricamente (carga positiva ou carga negativa). Um exemplo clássico de aglomerado iônico é o sal de cozinha. No sal, existem íons positivos (Na^+) e íons negativos (Cl^-). Esses íons são classificados como cátions e ânions, respectivamente.

Figura 1.7 – Aglomerado iônico representando o cloreto de sódio, sal de cozinha, com seus respectivos íons (cátions e ânions)



Fonte: https://bit.ly/2VIAWPi

Diferentemente dos demais compostos, nos aglomerados iônicos não há a presença de moléculas, ou seja, há apenas cátions e ânions em grande quantidade, que são atraídos eletricamente e mantêm-se unidos dessa forma.

Com base nesses conceitos e com o conhecimento de que com poucos elementos combinados de formas diferentes podemos obter muitos compostos, introduz-se o conceito de substâncias simples e compostas, que serão descritos no tópico a seguir.

1.6 A matéria e sua classificação

1.6.1 Substâncias simples e compostas

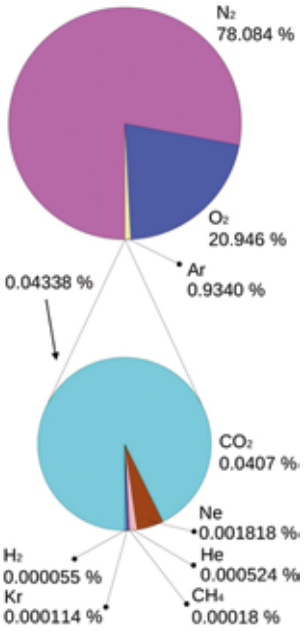
Por definição, substâncias simples são aquelas formadas por apenas um elemento químico. Por esse motivo, não é possível fazer a divisão dessa substância simples em outra ainda mais simples. A molécula do oxigênio gasoso (O_2) é um exemplo clássico de substância simples. Também pode-se citar o hidrogênio (H_2) e o nitrogênio (N_2), todos eles encontrados naturalmente no estado gasoso.

Por conseguinte, substâncias compostas são aquelas formadas por dois ou mais elementos químicos diferentes. Talvez essas substâncias que estão presentes em maior quantidade tenham maior facilidade de serem encontradas no cotidiano. A água é um exemplo fácil de uma substância composta, uma vez que é formada por dois átomos de hidrogênio e um átomo de água – H_2O. Outro exemplo é o ácido sulfúrico, encontrado na bateria de automóveis, por exemplo, que é composto por três átomos diferentes: hidrogênio (H), enxofre (S) e oxigênio (O), cuja fórmula é H_2SO_4.

Além dos casos supracitados, existem situações nas quais podem ser encontradas combinações de duas ou mais substâncias, o que é denominado mistura.

As misturas apresentam composição química variável e, consequentemente, as propriedades físico-químicas (ponto de fusão e ebulição, densidade) também variam quando comparadas com os compostos isolados. O ar atmosférico é um exemplo de mistura. Ele é formado por diversos compostos: oxigênio, nitrogênio, gás carbônico, vapor de água e outros compostos minoritários.

Figura 1.8 – Composição do ar atmosférico



Fonte: https://bit.ly/2u2lr9e

Os combustíveis também são misturas de diferentes substâncias. A gasolina comercializada no Brasil é uma mistura de diferentes moléculas e, ainda assim, adiciona-se etanol. O etanol hidratado é uma mistura de álcool etílico e água. Muitas vezes, a quantidade de água é ínfima, no entanto, ainda assim trata-se de uma mistura.

Dos diversos tipos de misturas possíveis, há duas principais subdivisões de grande importância. Elas são classificadas de acordo com o número de fases.

Misturas contendo apenas uma fase, com aspecto visual uniforme, são chamadas de misturas homogêneas. Ao se adicionar água ao etanol, não é possível observar duas fases, ou seja, se misturam completamente. A esse fenômeno dá-se o nome de mistura homogênea.

No caso de misturas heterogêneas, há a presença de duas ou mais fases distintas. É o caso da combinação de água e óleo. Devido a características físico-químicas diferentes, esses compostos não se misturam e o óleo fica na fase superior.

1.6.2 O átomo e sua estrutura

Após essa breve introdução aos conceitos gerais de química, será apresentada a seguir a real estrutura do átomo, como ele foi descrito e como a teoria que o descreve foi atualizada com o passar dos anos.

Nos primórdios da ciência, o filosofo grego Tales de Mileto percebeu que, ao atritar um bastão de vidro e aproximá-lo de objetos leves, havia uma certa atração entre eles. Foi por meio desses estudos que surgiu o conceito de eletricidade, derivado da palavra grega *elektron*. Uma inter-

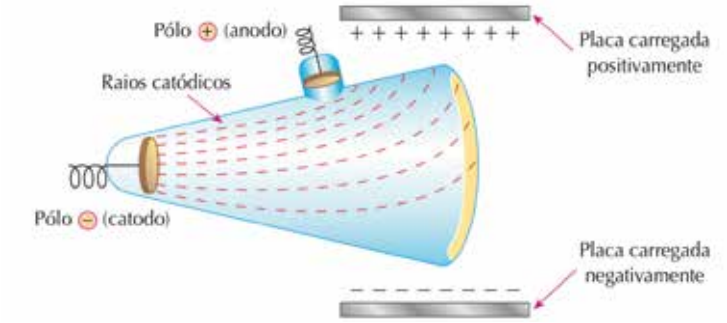
pretação desse efeito é que os corpos em seu estado normal possuem partículas neutras e que, ao se promover o atrito, essas partículas migram de um corpo para outro, tornando-o eletrizado.

Em outros experimentos, gases foram confinados em ampolas de vidro e submetidos a descargas elétricas. Notou-se que quando ocorria a descarga elétrica, essa descarga deixava de emitir som e no interior do tubo aparecia uma coloração que variava de acordo com o tipo do gás presente na ampola. Esse fenômeno atualmente é encontrado no interior de tubos de neon e lâmpadas fluorescentes.

William Crookes, em 1875, adicionou gases sob pressões baixíssimas em ampolas, os submeteu a voltagens elevadíssimas e observou emissões que foram denominadas de raios catódicos. Externamente à ampola havia placas carregadas positiva e negativamente e, por coincidência, os raios gerados sempre desviavam no sentido da placa positiva. Assim, foi comprovado que os raios catódicos possuíam cargas negativas.

Essa importante observação pode ser notada independentemente do gás que era inserido na ampola. Ademais, foi possível concluir que essas partículas negativas existem em qualquer tipo de matéria. Então, foi comprovado que o átomo poderia ser subdividido em partículas subatômicas, ou seja, menores que o átomo. A partir desse momento, foi descrita a existência do elétron.

Figura 1.9 – Ampola utilizada no experimento de Crookes, demonstrando a existência de um campo magnético



Fonte: Feltre (2004).

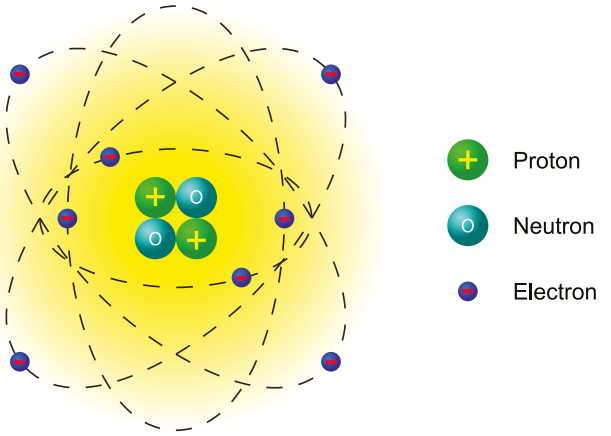
Com a descoberta do elétron, Joseph Thomson (1897) propôs a teoria de que o átomo seria uma espécie maciça formada por uma pasta de carga positiva recheada com elétrons de carga negativa. Esse modelo foi nomeado pudim de passas.

Rutherford observou nos anos seguintes o oposto do que Thomson descreveu. Ele utilizou aparelhagem semelhante a Thomson e observou a existência de um feixe no sentido oposto aos elétrons que eram atraídos por uma placa carregada positivamente. A essas partículas foi atribuído o nome de próton. A massa do próton é aproximadamente 1836 vezes maior que a do elétron.

Finalmente, em 1932, James Chadwick realizou experimentos com material radioativo e explicou a existência dos nêutrons. Os nêutrons são partículas que estão localizadas próximas ao núcleo do átomo, mas que não possuem carga.

O modelo atômico de Rutherford é o mais utilizado até os dias de hoje, e é representado por um núcleo formado por prótons e nêutrons com elétrons girando ao redor, em uma região denominada eletrosfera.

Figura 1.10 – Modelo atômico de Rutherford, representando os prótons, nêutrons e elétrons



Fonte: Shutterstock.com/chromatos

Após essa série de experimentos descritos pelos pesquisadores, pode-se resumir a estrutura do átomo de acordo com a Tabela 1.5 a seguir:

Tabela 1.5 – Descrição da estrutura atômica de acordo com sua massa e carga

Partícula	Massa	Carga
Elétron	0,00054466	-1
Nêutron	1	0
Próton	1	+1

Fonte: elaborada pelo autor.

Como pode ser observado, a massa do elétron é 1836 vezes menor que a massa do próton, ou seja, quando um átomo perde ou ganha elétrons, sua massa praticamente não será alterada, haverá apenas mudança de carga para um íon positivo ou negativo.

1.6.3 A identidade do átomo

Agora que se sabe que há diferentes partículas que compõem o átomo, é importante conhecer o comportamento destas na composição dos elementos químicos. Cada elemento possui uma quantidade diferente de cargas positivas existentes em seu núcleo.

1.6.4 Número atômico (Z)

Número de prótons (carga positiva) existentes no núcleo do átomo

Sabendo que os átomos são espécies eletricamente neutras, pode-se afirmar então que o número de átomos é igual ao número de elétrons. Os prótons estão localizados no núcleo e os elétrons na camada mais externa, denominada eletrosfera.

Mg (magnésio): Z = 12 → 12 prótons e 12 elétrons

O (oxigênio): Z = 8 → 8 prótons e 8 elétrons

1.6.5 Número de massa (A)

Somatório do número de prótons (Z) com o número de nêutrons (N) que compõem o átomo

$$A = Z + N$$

É por meio do número de massa que podemos definir a massa do átomo. Como o elétron tem massa baixíssima, ou seja, desprezível, ela não é computada para determinar a massa de um átomo.

Vejamos o exemplo a seguir:

- Cloro (Cl)
- Número de prótons (Z): 17
- Número de nêutrons (n): 18
- Número de massa (A): $A = Z + N \rightarrow A = 17 + 18 = 35$
- O número de massa do Cloro é 35.

1.6.6 Elemento químico

Um elemento químico é a união de átomos com o mesmo número atômico (Z)

Como foi definido no item 2.1.1, o número atômico é a identidade do elemento químico. Dessa forma, quando nos referimos a um elemento químico, estamos falando de um composto formado pelo mesmo número atômico.

O número atômico (Z) 12, por exemplo, corresponde aos átomos de magnésio (Mg). Já o número atômico 13 corresponde aos átomos de alumínio (Al).

Um elemento químico é representado genericamente da seguinte forma:

$$^{A}_{Z}X \quad \text{ou} \quad {}_{Z}X^{A}$$

Nessa representação, o X corresponde a qualquer elemento químico presente na tabela periódica, A é o número de massa e Z é o número atômico.

1.6.7 Íons

Devido a sua capacidade de ganhar ou perder elétrons, os átomos podem dar origem a íons. Estes podem apresentar cargas positivas ou negativas, de acordo com a natureza da carga.

> Íon é uma espécie cujo número de prótons (Z) é diferente do número de elétrons

- Quando um íon possuir carga positiva, será chamado de **cátion**.
- Quando um íon possuir carga negativa, será chamado de ânion.

Um ânion é formado quando um átomo ganhar um ou mais elétrons, ou seja, ele deixa de ser eletricamente neutro e passa a apresentar carga negativa.

$$_{9}F \text{ (carga 0, neutro)} \rightarrow \text{ganha um elétron} \rightarrow {}_{9}F^{-}$$

Inicialmente, o flúor apresentava as seguintes características:

p = 9 prótons (carga positiva = +9)

e = 9 elétrons (carga negativa = -9)

Carga total: 0

Depois de ganhar um elétron:

p = 9 prótons (carga positiva = +9)

e = 10 elétrons (carga negativa = -10)

Carga total = -1

Vale ressaltar que quando a carga é neutra, o átomo apresenta o mesmo número de prótons e elétrons.

A nomenclatura também é ajustada para identificar o íon formado. O elemento químico exemplificado é chamado de Flúor (F), e o seu ânion (F^-) é conhecido como fluoreto. Por apresentar apenas uma carga negativa, ele é definido como ânion monovalente ou íon monovalente negativo.

No caso dos cátions, eles são originados quando o átomo perde um ou mais elétrons, dando origem a um sistema com carga elétrica positiva, ou seja, o número de prótons passa a ser maior que o número de elétrons.

$$_{12}Mg \text{ (carga 0, neutro)} \rightarrow \text{perde 2 elétrons} \rightarrow {}_{12}Mg^{2+}$$

De início, o magnésio possuía as seguintes características:

p = 12 prótons (carga positiva = +12)

e = 12 elétrons (carga negativa = -12)

Carga total = 0

Após perder 2 elétrons, o Mg apresenta a seguinte configuração:

p = 12 prótons (carga positiva = +12)

e = 10 elétrons (carga negativa = -10)

Carga total: +2

O cátion Mg^{2+} é denominado um cátion bivalente ou íon bivalente positivo, e passa a ser chamado de cátion magnésio.

1.6.8 Isótopos, isótonos, isóbaros, isoeletrônicos

Quando os átomos apresentam alguma semelhança entre o número de prótons, número de massa, nêutrons ou elétrons, recebem o nome de isótopos, isótonos, isóbaros ou isoeletrônicos.

Isótopos são átomos que possuem o mesmo número atômico (Z), mas diferente número de massa (A).

Em suma, isótopos são átomos do mesmo elemento químico, mas que possuem diferentes números de nêutrons, resultando assim no número de massa diferente. Dentre os elementos da tabela periódica, o hidrogênio é o único que possui nomenclatura especial para seus isótopos. Eles são denominados hidrogênio, deutério e trítio, e são representados por $_1H^1$, $_1H^2$ e $_1H^3$. O oxigênio, por exemplo, é conhecido apenas por oxigênio-16, oxigênio-17 e oxigênio-18.

$_8O^{16}$ $_8O^{17}$ $_8O^{18}$ Z = 8

Isótopos do oxigênio

Vale ressaltar que os isótopos possuem propriedades químicas iguais, pois estas se relacionam com a estrutura da eletrosfera. Porém, as propriedades físicas são diferentes, uma vez que estão associadas à massa do átomo. No exemplo do hidrogênio e seu isótopo deutério, ambos são gasosos, porém, a densidade do deutério (propriedade física) é o dobro da do hidrogênio. A abundância também não é igual. O hidrogênio é mais comum e possui abundância de 99,985%, enquanto o deutério de 0,015% e o trítio de 0,0000001%.

Isóbaros são átomos que apresentam diferentes números de prótons (Z), ou seja, são elementos químicos diferentes, mas possuem o mesmo número de massa (A).

Nesse caso, eles possuem a mesma massa, uma vez que um número maior de prótons é compensado por um número menor de nêutrons.

$_{19}K^{40}$ $_{20}Ca^{40}$ A = 40

Outra propriedade dos elementos químicos é relacionada com o número de nêutrons, e esses elementos são classificados como isótonos. A definição é apresentada a seguir:

Isótonos são átomos que apresentam o mesmo número de nêutrons (n), mas número de massa (A) e número de prótons (Z) diferentes.

Por exemplo, a comparação entre o magnésio (Mg) e o silício (Si):

$_{12}Mg^{26}$	$_{14}Si^{28}$
p = 12	p = 14
n = 14	**n = 14**
e = 12	e = 14

Quando o número de elétrons for igual, então esse átomo será considerado isoeletrônico.

> Isoeletrônicos são átomos e íons com a mesma quantidade de elétrons.

Por exemplo, verificamos o efeito isoeletrônico entre o cátion e o ânion a seguir:

$_{12}Mg^{2+}$	$_{9}F^{1-}$
p = 12	p = 9
e = 10	e = 10

De forma resumida, podemos observar na Tabela 1.6 a comparação entre as diferenças e semelhanças dos átomos.

Tabela 1.6 – Comparação entre as diferenças e semelhanças possíveis de serem encontradas nos átomos

Semelhança atômica	Número de prótons (Z)	Número de massa (A)	Número de nêutrons (n)	Número de elétrons (e)
Isótopos	=	≠	≠	≠
Isóbaros	≠	=	≠	≠
Isótonos	≠	≠	=	≠
Isoeletrônicos	≠	≠	≠	=

Fonte: elaborada pelo autor.

Atividades

1. (UFES) Avalie os seguintes sistemas:

I. Nitrogênio e oxigênio.

II. Etanol hidratado.

III. Água e mercúrio.

Marque a alternativa correta:

a) Os três sistemas são homogêneos.

b) O sistema I é homogêneo formado por substâncias simples.

c) O sistema II é homogêneo formado por substâncias simples e compostas.

d) O sistema III é heterogêneo e formado por substâncias compostas.

e) O sistema III é uma solução formada por água e mercúrio.

2. (PUC-MG) Leia atentamente os processos descritos a seguir e responda o que se pede:

I. Secagem de roupa no varal.

II. Fabricação caseira de pão.

III. Mudança na coloração da palha de aço umedecida (cor avermelhada).

IV. Formação da chama do fogão, a partir do gás de cozinha.

V. Filtração de água por meio da vela do filtro.

São considerados fenômenos químicos:

a) II, III e IV apenas

b) I, II, III e IV apenas

c) I e III apenas

d) I e V apenas

e) I, II, III, IV e V

3. Considere a seguinte representação:

$$_{6}C^{12}$$

O átomo representado possui:

a) Quantos prótons?

b) Quantos nêutrons?

c) Quantos elétrons?

d) Qual o número de massa?

e) Qual o número atômico?

f) Cite um exemplo de substância na qual ele pode ser encontrado.

4. (AEUDF) Após conduzir e analisar diversos experimentos, um estudante pode concluir o seguinte: quando uma vela acesa é colocada em um recipiente fechado, ela se apaga. A essa conclusão dá-se o nome de:

a) Hipótese.

b) Experimentação.

c) Generalização.

d) Teoria.

e) Modelo.

2

A química e suas transformações

No capítulo 1 foram abordados assuntos relacionados à matéria e às transformações que esta pode sofrer. Também foram introduzidos assuntos relacionados ao estado da matéria e como ela se apresenta aos nossos olhos. Neste capítulo, entretanto, serão abordadas as principais técnicas de separação dessas substâncias. Vamos mostrar como é possível separar uma mistura homogênea ou heterogênea.

Serão tratados temas importantes para o desenvolvimento de atividades fundamentais em laboratórios, como a purificação de um composto, por exemplo.

Além disso, será apresentado ao leitor uma técnica avançada de separação, bastante útil em indústrias de medicamentos e cosméticos: a cromatografia.

Finalmente, iremos apresentar o conceito de solubilidade entre substâncias e sua relação com o conceito de polaridade entre os compostos.

2.1 Transformações químicas

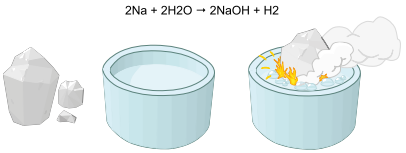
Como visto no capítulo anterior, a química é um processo de constante transformação. Nada que envolve química está fadado a permanecer inalterado. A barra de ferro esquecida no quintal de casa que irá enferrujar (oxidar), o cozimento de alimentos, o processo de fotossíntese com consequente liberação de oxigênio, a ação de acender um palito de fósforo e dezenas de outros exemplos podem ser citados como transformações químicas.

O processo de transformação química pode envolver mudança no estado físico da substância. Isso não é uma regra, mas pode acontecer em muitos casos. Um exemplo é a reação que ocorre ao se adicionar sódio metálico na água.

$$2Na_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2NaOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$

Sabemos que o sódio é um metal maleável e está na forma sólida. Ao reagir com a água, haverá a formação de hidróxido de sódio (NaOH) e hidrogênio (H_2). Notamos então que haverá mudança do estado físico de um dos produtos formados, já que o hidrogênio é um gás. *Atenção: essa reação é altamente explosiva devido à presença de hidrogênio e não deve ser realizada por pessoas despreparadas.*

Figura 2.1 – Esquema da reação do sódio metálico com a água. Devido à **formação de H_2, esta reação é explosiva e perigosa**



Fonte: Shutterstock.com/Sergey Merkulov

Curiosidade

Sódio metálico

Apesar de ser um metal, o sódio é um elemento macio, maleável e que pode, inclusive, ser cortado com uma faca. Na tabela periódica, é classificado como um metal alcalino. Seu número atômico é 11 e sua massa atômica é 23. É um elemento muito abundante na natureza, principalmente na forma de cloreto de sódio (sal de cozinha). Em laboratórios de química, é utilizado em reações de síntese orgânica como agente redutor e no corpo humano possui atividade relacionada com o movimento e o ligamento dos músculos. Quando exposto à chama, o sódio apresenta cor amarela. Em contato com o ar, ele oxida rapidamente, sendo considerado muito reativo. Além disso, reage violentamente com a água e é corrosivo quando em contato com a pele. Devido a sua reatividade, deve ser armazenado em frascos contendo atmosfera ou fluidos inertes; por isso, normalmente é guardado em frascos com querosene. No caso acidental de contato com a pele, jamais deve ser utilizada água. O local deve ser lavado com álcool, tratado como se fosse queimadura por álcali com posterior atendimento médico, se necessário.

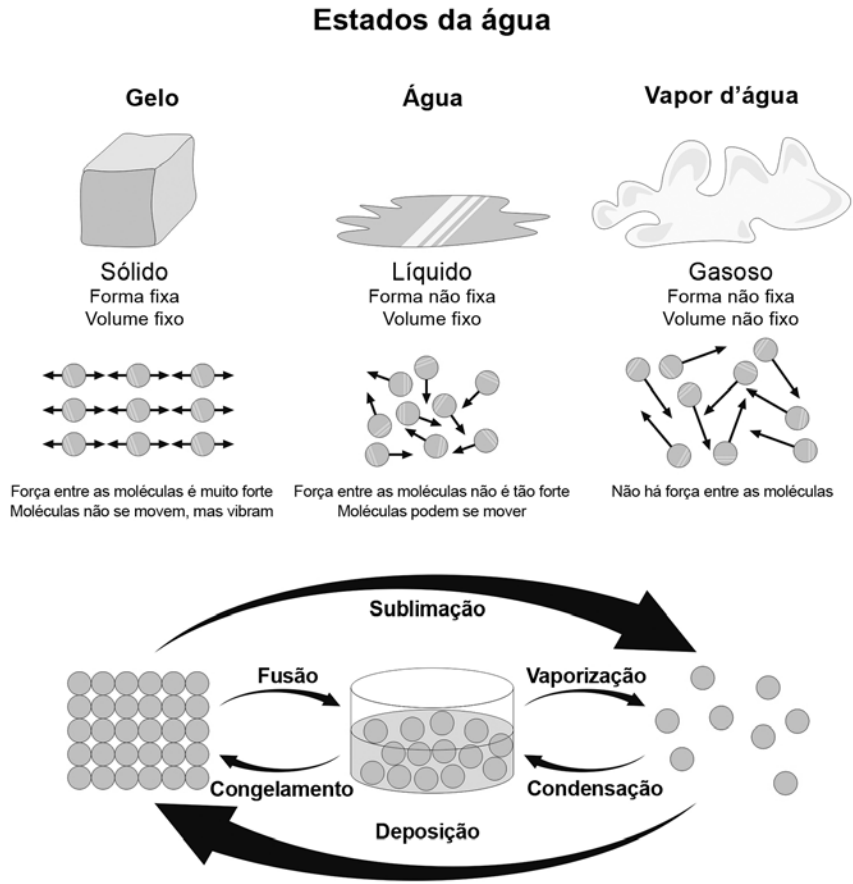
Figura 2.2 – Sódio metálico

Fonte: Shutterstock.com/loggy

Quanto aos estados físicos da matéria, podemos afirmar que uma mesma substância pode ser encontrada em todos os estados, dependendo das condições às quais esta for submetida.

Os processos de mudança de estado estão relacionados com as alterações nas características macroscópicas, como por exemplo, variação no volume e forma, além de mudanças a nível molecular, como a organização das moléculas, sem que haja alteração na composição química.

Figura 2.3 – Mudanças no estado físico da água e seus respectivos nomes



Fonte: Shutterstock.com/udaix

Da etapa de fusão até a evaporação há ganho de calor, ou seja, no caso da água, há o derretimento do gelo e posterior fervura da água. O processo de absorção de calor é conhecido como endotérmico.

No sentido oposto, o processo exotérmico ocorre quando há liberação de calor e o vapor é transformado em líquido e depois em sólido.

Há ainda um processo de conversão de sólido para gasoso ou de gasoso para sólido que é apresentado na figura 2.3. A esta transformação dá-se o nome de sublimação. Podemos facilmente observar a sublimação no nosso cotidiano ao se notar o desaparecimento das pedras de naftalina utilizadas para repelir insetos. Também podemos notar esse fenômeno com o gelo seco (CO_2); ao expô-lo a temperatura ambiente, é possível ver o aparecimento de uma fumaça branca, que nada mais é do que a sublimação das pedras de CO_2.

Figura 2.4 – Sublimação do gelo seco exposto a temperatura ambiente

Fonte: Shutterstock.com/phloen

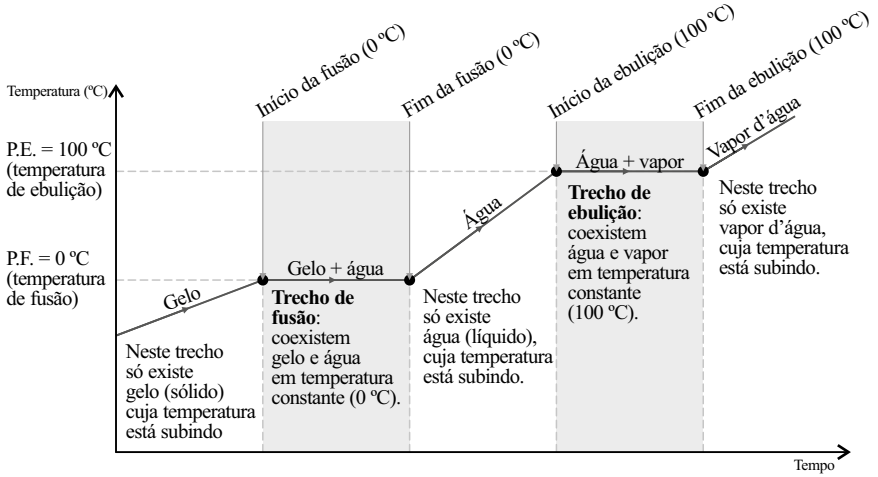
2.1.1 Diagramas de mudança de estado físico

Substâncias puras e misturas possuem comportamento diferente em relação à mudança de estado físico. As substâncias puras são aquelas que possuem uma composição fixa, por exemplo, água no estado sólido (gelo). Já uma mistura consiste na combinação de dois ou mais compostos, como por exemplo, água e sal.

O diagrama a seguir, Feltre (2004) apresenta todos os detalhes que são observados durante a mudança de fase da água.

Nesse gráfico, é interessante notar dois pontos importantes. O primeiro deles, marcado na cor cinza, destaca o início e o final da fusão do gelo. Nessa etapa, a água nos estados sólido e líquido coexistem, ou seja, até que ocorra o derretimento total, é possível observar a água nos dois estados. O mesmo ocorre entre o início e o final da ebulição. Nesse patamar (linha horizontal), a água está presente na forma líquida e na forma de vapor. Esse mesmo fenômeno pode ser observado durante o resfriamento da água. No abaixamento da temperatura, será possível observar dois patamares, em que haverá a coexistência de dois estados: vapor + líquido e líquido + gelo.

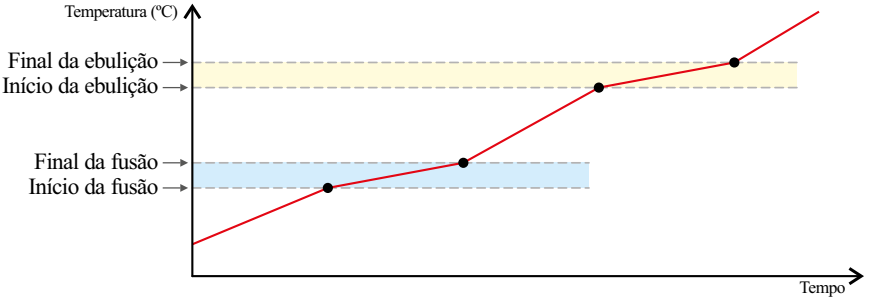
Figura 2.5 – Diagrama de mudança do estado físico da água



Fonte: FELTRE, R., Química, vol.1, 6.ed., São Paulo: Moderna, 2004.

Diferentemente do que acontece com substâncias puras, nas misturas (substâncias impuras) não é possível observar a presença de patamares.

Figura 2.6 – Diagrama de mudança de estado físico genérico para substâncias impuras



Fonte: FELTRE, R., Química, vol.1, 6.ed., São Paulo: Moderna, 2004.

Esse comportamento é observado uma vez que em misturas não se tem uma temperatura exata de fusão e ebulição. São conhecidas faixas em que esses fenômenos acontecem, por isso há essa mudança no diagrama.

Vale ressaltar que esse desempenho não vale apenas para a água pura, mas sim para todos os demais materiais puros. Na tabela 2.1 podemos ver alguns exemplos de substâncias puras com seus respectivos pontos de fusão e ebulição.

Tabela 2.1 – Pontos de fusão e ebulição de alguns compostos (ao nível do mar)

Substância	Ponto de fusão (P.F.)	Ponto de ebulição (P.E.)
Acetona	-94 °C	56,5 °C
Etanol	-114,1 °C	78,37 °C
Mercúrio	-38,83 °C	356,7 °C
Zinco	419,5 °C	907 °C

Fonte: elaborada pelo autor.

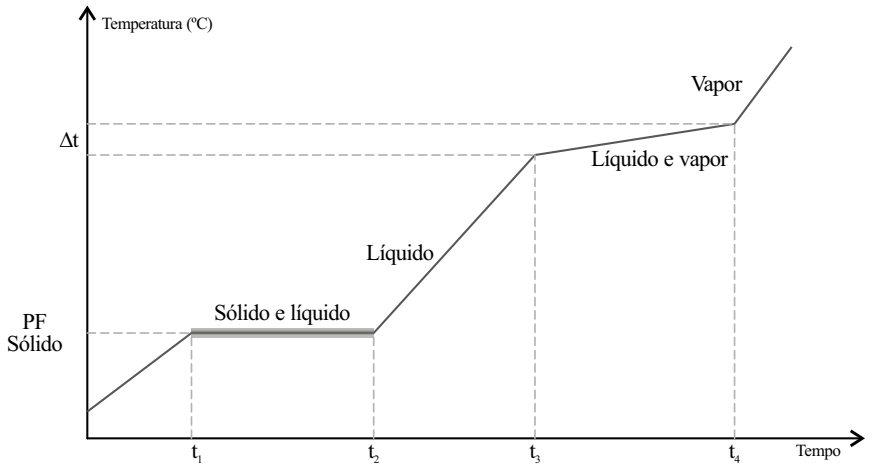
Apesar de ser conceitualmente simples, a temperatura é um fator importante na diferenciação de substâncias. Compostos com propriedades diferentes podem ser facilmente separados, mesmo que sejam miscíveis. No entanto, existem duas exceções no que se refere à separação de misturas. Foi possível observar na figura 2.6 que, no caso diagrama de

misturas, não há a presença de patamar no momento da fusão e da ebulição, ou seja, não há temperatura constante durante esses eventos.

As exceções são observadas em misturas eutéticas e azeotrópicas, que serão definidas a seguir.

Em misturas eutéticas, observa-se comportamento similar a uma substância simples durante a etapa de fusão, ou seja, a temperatura é constante. Observe o gráfico a seguir:

Figura 2.7 – Diagrama de fases de uma mistura eutética

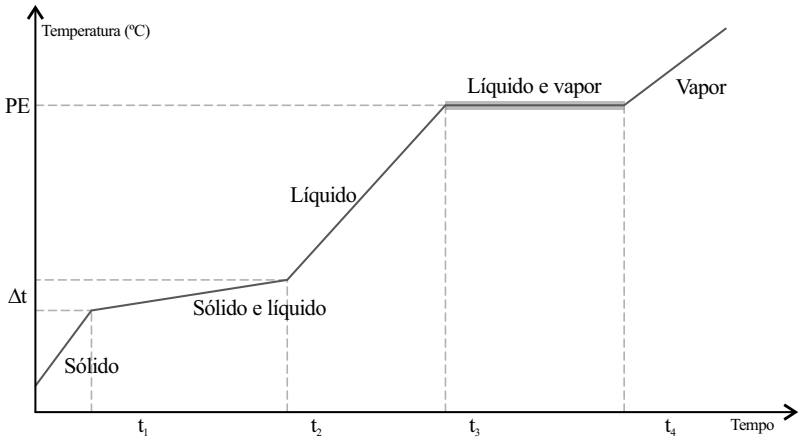


Fonte: encurtador.com.br/cxOY7

A linha marcada em vermelho corresponde ao momento em que a temperatura é constante, entre os pontos t_1 e t_2. Nessa situação, é possível observar a presença de ambos os estados, sólido e líquido, simultaneamente. A liga metálica da solda é um exemplo de mistura eutética. O composto formado por 62% de estanho e 38% de chumbo possui ponto de fusão igual a 183 °C.

Já nas misturas azeotrópicas, a temperatura é constante no momento da ebulição. No gráfico a seguir é possível observar em detalhes esse comportamento.

Figura 2.8 – Diagrama de fases de uma mistura azeotrópica



Fonte: encurtador.com.br/qryM6

Durante a ebulição, é possível encontrar as duas fases simultaneamente, líquido e vapor. O momento entre t_3 e t_4 possui temperatura constante. A mistura de 96% de etanol com 4% de água é considerada um azeótropo, uma vez que o ponto de ebulição (PE) passa a ser de 78,1 °C (lembre-se que o PE da água ao nível do mar é de 100 °C).

Como mencionado anteriormente, os pontos de fusão e ebulição são fundamentais para a separação de misturas, porém, existem outras técnicas de separação que serão detalhadas a seguir e estão relacionadas com o tipo de mistura existente.

2.1.2 Procedimentos de separação de misturas

Antes de iniciar esse tópico, temos que lembrar que existem diferentes tipos de misturas. Dependendo da natureza da mistura, diferentes técnicas são utilizadas.

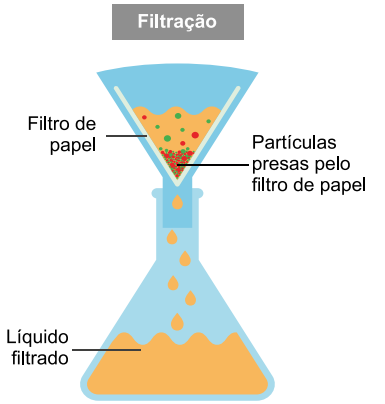
Existem misturas homogêneas, formadas por dois ou mais compostos, que apresentam apenas uma fase, como por exemplo água e etanol. Já no caso das misturas heterogêneas, duas ou mais fases são observadas, como por exemplo água e óleo.

2.1.2.1 Filtração

Um dos procedimentos mais comuns de separação de substâncias é a filtração. Ela serve para separar misturas heterogêneas nas quais os sólidos não estão dissolvidos, apenas dispersos. Por exemplo: pela filtração, é possível separar a mistura de água e areia, mas não é possível separar água e açúcar, uma vez que o açúcar está dissolvido na água.

A filtração pode ser acelerada utilizando um sistema de vácuo. Nesse caso, é necessária uma aparelhagem especifica, constituída de um frasco do tipo kitassato acoplado a um funil de Büchner. É necessária uma atenção redobrada, uma vez que o vácuo pode succionar parte do sólido, contaminando o experimento, sendo necessário então repetir o processo.

Figura 2.9 – Esquema de filtração simples separando sólidos de um líquido



Fonte: Shutterstock.com/Nasky

Figura 2.10 – Sistema de filtração a vácuo

Fonte: Shutterstock.com/PNOIARSA

Frasco de kitassato (parte inferior) com um funil de Büchner (parte superior).

Não somente líquidos e sólidos são passíveis de serem filtrados. Essa técnica é aplicada a gases também. Em grandes indústrias, por exemplo, devido ao excesso de gases gerados, são instalados filtros nas chaminés, visando reter partículas sólidas, como a fuligem.

Figura 2.11 – Exemplo de filtro de gás instalado em um sistema industrial

Fonte: Shutterstock.com/Climber 1959

Os gases eliminados pela chaminé, ainda que poluentes, possuem menor nível de material particulado.

2.1.2.2 Decantação

Outra técnica utilizada para separação é a decantação. Nesse procedimento, o recipiente é deixado em repouso, e o sólido, por ser mais denso, deposita-se no fundo do frasco (esse processo é chamado de sedimentação), e então o líquido pode ser retirado, inclinando-se o frasco com cuidado para não movimentar os sedimentos.

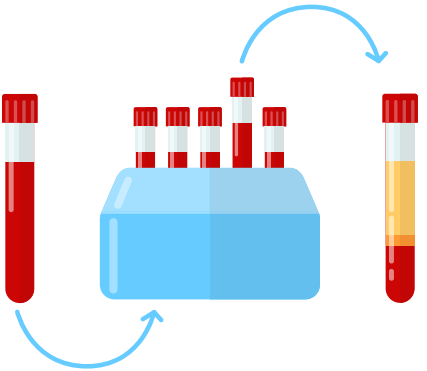
Figura 2.12 – Ilustração do processo de decantação de areia suspensa em água

Fonte: tykchem.com

É possível que a decantação ocorra de forma parcial, em que apenas parte da mistura sedimenta. Nesse caso, o processo é chamado de decantação fracionada. Esse fenômeno pode ser observado, por exemplo, quando há uma mistura de água, areia e folhas secas. Em repouso, a areia irá sedimentar, mas as folhas secas ficarão na superfície do líquido, devido à diferença de densidade.

Figura 2.13 – Exemplo de separação utilizando centrífuga para separar o plasma sanguíneo das células vermelhas

A utilização de uma centrífuga pode ser descrita como um processo de sedimentação acelerada. A rotação gerada pelo equipamento faz com que as partículas mais pesadas se desloquem para o fundo do frasco, sedimentando de forma mais rápida e separando a mistura.



Fonte: Shutterstock.com/MasAnyanka

A decantação também se aplica a líquidos imiscíveis, ou seja, que não se misturam. Vamos tomar por exemplo a produção de biodiesel. A produção desse biocombustível envolve o uso de óleo de soja, metanol e um catalisador para acelerar a reação. Após agitar por um certo tempo e com a temperatura ideal, há a produção do biodiesel e glicerina como subproduto. A densidade do biodiesel é diferente da glicerina e a separação ocorre facilmente. A glicerina é mais densa e irá para o fundo do frasco, enquanto o biodiesel ficará na parte superior. O aparato utilizado para esse tipo de separação se chama funil de separação.

Figura 2.14 – Separação de líquidos imiscíveis por decantação

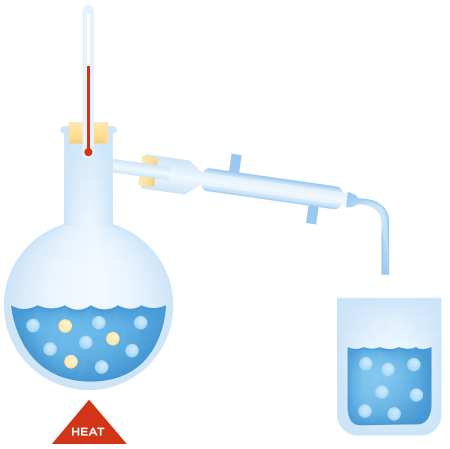
Fonte: Shutterstock.com/chakapong

2.1.2.3 Destilação

O processo de destilação é utilizado para separar misturas homogêneas. Pode ser do tipo simples, (destilação simples) e é usado para separar sólidos de líquidos, ou pode ser do tipo fracionado, (destilação fracionada), utilizado para separar dois ou mais líquidos que apresentem temperatura de ebulição diferente.

A fim de facilitar o entendimento, vamos imaginar a separação de sal e água. Como o sal está dissolvido na água, a filtração não se aplica, nem mesmo a decantação. Nesse caso, a destilação simples é a opção. Ao se montar o aparelho de destilação, deve-se saber que a água entra em ebulição na temperatura de 100 °C e que o cloreto de sódio (NaCl – sal de cozinha) entra em ebulição a 1465 °C. Nesse caso, ao se aquecer o sistema, a água irá evaporar com muito mais facilidade do que o sal e será recuperada primeiro. Ao término do experimento, o sal ficará em um frasco e a água em outro.

Figura 2.15 – Sistema de destilação simples



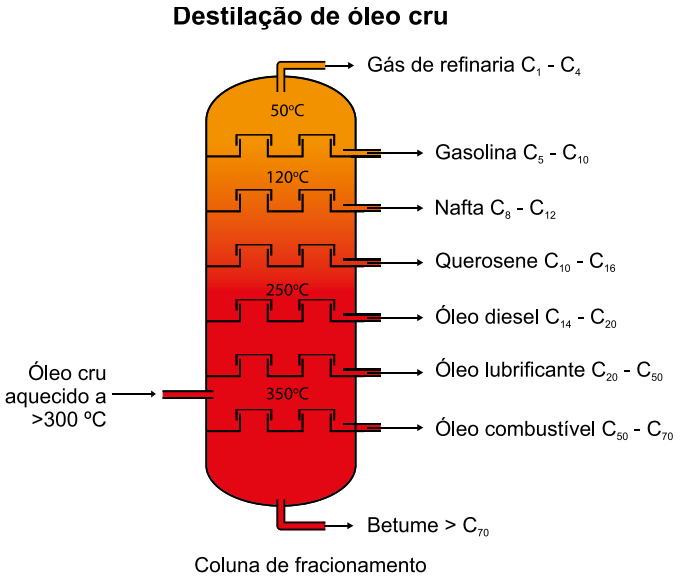
Fonte: Shutterstock.com/gritsalak karalak

As partículas amarelas representam o sal de cozinha e o líquido azul a água.

Já no caso da destilação fracionada, é importantíssimo saber com exatidão a temperatura de ebulição dos líquidos. O aquecimento da aparelhagem irá proporcionar que os líquidos mais voláteis evaporem mais rapidamente e sejam recuperados primeiro. É o caso da mistura entre etanol e acetona. A temperatura de ebulição do etanol é de 78,37 °C, enquanto a acetona entra em ebulição a 56 °C. Mesmo sendo dois líquidos incolores e miscíveis (não há formação de duas fases), a diferença de temperatura irá proporcionar a separação de ambos os compostos. É importante notar que se o sistema superaquecer o álcool também irá evaporar e não haverá separação alguma.

A produção de gasolina, diesel, querosene e outros derivados do petróleo são exemplos práticos de destilação fracionada. As gigantescas torres de destilação das refinarias de petróleo são internamente preparadas para que cada estágio (chamado de bandeja ou prato) possua uma temperatura diferente e os compostos sejam separados com eficiência.

Figura 2.16 – Torre de destilação do petróleo para a produção de diversos produtos comerciais



Fonte: Shutterstock.com/Steve Cymro

A produção de gases puros, como o oxigênio hospitalar, também ocorre por destilação. Porém, outra etapa é crucial: a compressão do ar.

O ar atmosférico é composto por diferentes gases, como visto no capítulo 1, os quais formam uma mistura homogênea. Separá-los ainda na forma gasosa é muito difícil. Então, inicialmente, o gás entra em uma câmara especial com temperaturas na faixa de -200 ºC e é comprimido até se tornar líquido. Finalmente, conhecendo a temperatura pela qual cada gás passa do estado líquido para o gasoso, os gases são separados. O nitrogênio entra em ebulição (ferve) a -195,8 °C, enquanto o oxigênio entra em ebulição a -183 °C.

2.1.2.4 Cristalização

A cristalização é um fenômeno físico bastante conhecido e simples de ser realizado. Consiste na evaporação lenta do líquido, fazendo com que os cristais do sólido se formem e sejam separados. A produção de sal de cozinha é um caso de cristalização. Nas salinas, a água evapora e o NaCl se cristaliza, sendo recuperado facilmente e enviado para ser tratado e comercializado.

Figura 2.17 – Processo de cristalização representando a evaporação da água e produção do sal de cozinha

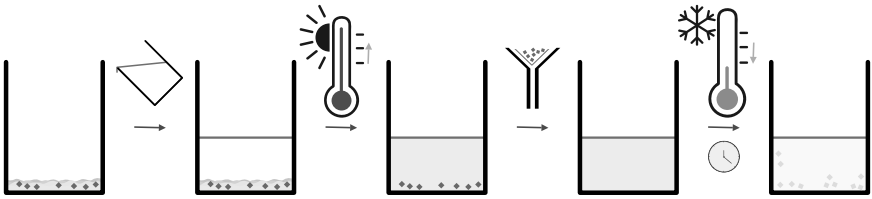
Fonte: Shutterstock.com/Art Snaillife

2.1.2.5 Recristalização

A recristalização é o processo de purificação de sólidos utilizando um solvente. É também conhecida como cristalização fracionada. O principal conceito desse fenômeno é baseado no estudo de que a solubilidade das substâncias aumenta conforme se aumenta a temperatura. Ou seja, conforme a temperatura do solvente aumenta, a quantidade de sólido solubilizado também irá aumentar.

Para facilitar o entendimento, vamos tomar por exemplo a produção experimental de aspirina. Esse é um experimento simples de ser realizado em laboratório de ensino. Após a aspirina ser produzida, é necessária a purificação. Lembre-se que a aspirina é um sólido. Algumas impurezas possuem ponto de ebulição diferente da aspirina pura. Portanto, o experimento consiste em adicionar uma pequena quantidade de solvente junto à aspirina e aquecer até uma determinada temperatura. Posteriormente, essa mistura ainda quente é filtrada. O líquido que passar pelo filtro contém a aspirina solubilizada purificada, enquanto as impurezas ficarão retidas no papel filtro. Com o abaixamento da temperatura do líquido, os cristais de aspirina serão formados e esta ficará livre de impurezas.

Figura 2.18 – Esquema do processo de recristalização para obter um produto final puro



Fonte: Google Imagens - encurtador.com.br/hoHV4)

2.1.3 Casos especiais de separação de misturas

Esses casos se aplicam a situações em que as substâncias possuam propriedades específicas e não é possível utilizar nenhuma das técnicas anteriormente descritas.

2.1.3.1 Dissolução fracionada

Esse procedimento é usado quando uma mistura contém vários componentes e apenas um deles é solúvel em um determinado líquido. A mistura sal, areia e água servirá como exemplo. Apenas o sal é solúvel em água, portanto, é possível separar a areia por decantação, remover a fase líquida contendo sal e água e, por cristalização ou destilação, pode-se recuperar o sal.

2.1.3.2 Separação magnética

É uma técnica utilizada quando um dos componentes da mistura é magnético, ou seja, pode ser atraído por um ímã. Na mistura de limalha de ferro e enxofre, a limalha é atraída por um imã, enquanto o enxofre permanece no seu estado normal.

Figura 2.19 – Separação magnética envolvendo um imã

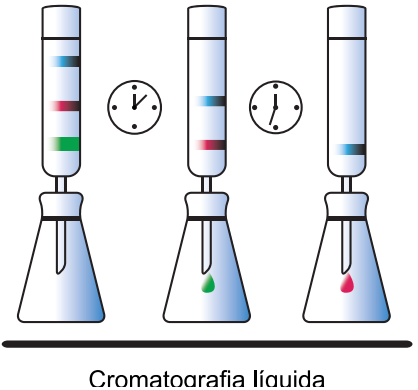
Fonte: Shutterstock.com/Edu Watanabe

2.1.3.3 Cromatografia

Apesar de as técnicas até agora descritas serem as mais utilizadas em laboratórios, elas não são as mais precisas. Em laboratórios em que se necessita conhecer com exatidão a quantidade de um componente, é necessária uma técnica moderna de separação. A essa técnica, de forma geral, dá-se o nome de cromatografia.

A origem da palavra cromatografia vem do grego e significa cor (*chroma*) e grafia (*grafein*). Em outras palavras, é a separação de componentes de acordo com a sua cor. Essa denominação é antiga, e hoje não apenas compostos com cores podem ser separados. Compostos com propriedades físicas diferentes, como solubilidade, tamanho e massa da molécula e polaridade são facilmente separados utilizando o equipamento correto.

Figura 2.20 – Diagrama de separação cromatográfica utilizando cromatografia de fase líquida



Fonte: Shutterstock.com/DariaRen

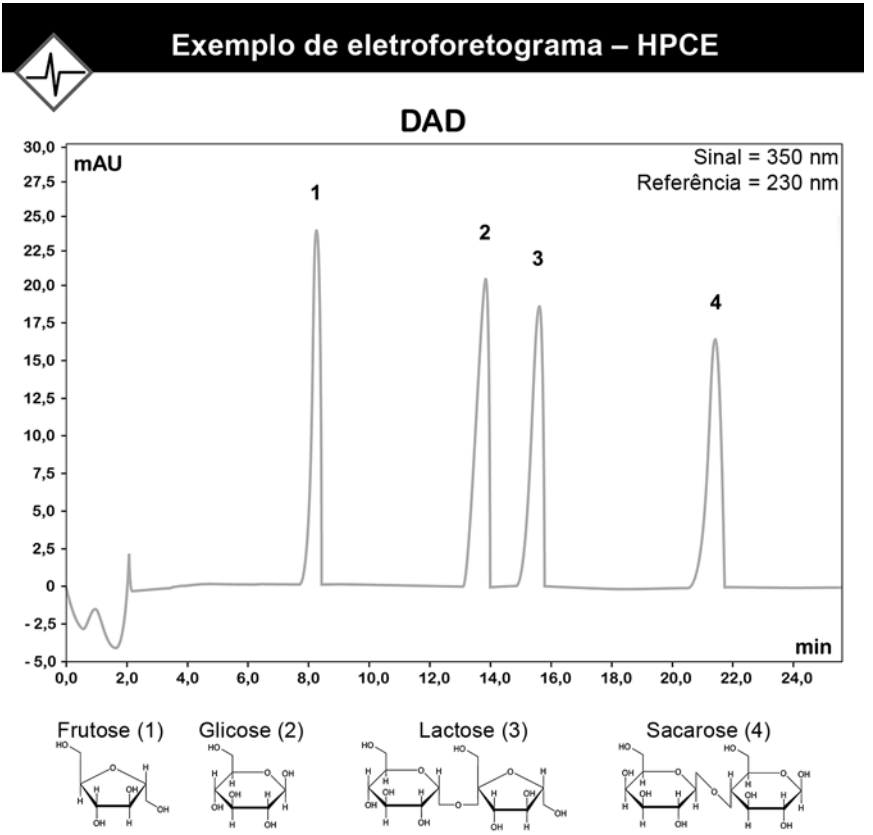
A cromatografia envolve a passagem de uma fase móvel por uma fase estacionária. Na figura 2.20 podemos imaginar que dentro do tubo estreito (coluna) acoplado ao frasco Erlenmeyer há um sólido. Esse sólido é chamado de fase estacionária, ou seja, é o líquido que se movimenta através do sólido. Existem diversos tipos de fases estacionárias comercializadas e a composição delas varia de acordo com o tipo de experimento a ser realizado. Normalmente ela é composta por sílica pura (SiO_2) ou modificada quimicamente.

Para promover a separação, um solvente (líquido) é adicionado dentro dessa coluna, e o que se observa é uma percolação, ou seja, o líquido começa a passar pela fase estacionária até sair na parte inferior da coluna. Retornando ao exemplo da figura 2.20, em que observamos a separação de três cores, e sabendo que a composição química de cada cor é diferente, podemos afirmar que cada cor irá interagir de maneira diferente

com a fase estacionária, levando então à separação das cores. Devido ao fato de o líquido se movimentar dentro da coluna de vidro, ele é chamado de fase móvel.

Em relação aos compostos que não possuem cores, outras técnicas de análise são utilizadas, aumentando o nível de complexidade do experimento. Para exemplificar, mas sem tornar o assunto complexo, podemos observar a figura a seguir.

Figura 2.21 – Cromatograma de uma análise de açúcares utilizando a técnica de cromatografia de fase líquida



Fonte: Shutterstock.com/chromatos

Esse gráfico, chamado de cromatograma, apresenta o perfil de análise de diferentes classes de açúcares. Para que isso seja possível, é necessário utilizar um aparato especializado, cujas fases estacionária e móvel sejam adequadas. Ao observar as moléculas na parte inferior da figura, vemos que elas são muito parecidas, mas não iguais. Essa sutil diferença é suficiente para que os compostos sejam separados e esse tipo de gráfico seja obtido.

2.1.4 Solubilidade

Nos últimos tópicos, observamos que as substâncias puras ou misturas estão diretamente conectadas com o conceito de homogeneidade e heterogeneidade. Uma mistura homogênea pode ser uma substância pura ou pode ser uma mistura na qual não há separação de fases. Para entender melhor, imagine a mistura água e açúcar. Se adicionarmos uma colher de açúcar em um copo de água, o açúcar será totalmente dissolvido. Dizemos então que o açúcar é solúvel em água. Porém, se adicionarmos 100 g de açúcar em um copo de água, podemos observar que nem todo o açúcar será dissolvido. Esse fenômeno está relacionado com o tipo de solução formada que será apresentado nesse tópico. As soluções que se formam podem ser saturadas, insaturadas ou supersaturadas e serão apresentadas em breve.

Antes de tudo, precisamos conhecer dois termos importantes que serão utilizados nesse tópico: soluto e solvente.

- **Soluto** é o composto químico que se dissolve em uma substância;
- **Solvente** é a substância onde o soluto de será dissolvido.

Retornando ao exemplo da água com açúcar: nesse caso, a água é o solvente e o açúcar é o soluto. A mistura formada será chamada de solução.

Os solutos ainda podem ser divididos em três classes:

- **solúvel** – quando este se dissolve totalmente no solvente;
- **pouco solúvel** – quando o soluto se dissolve com certa dificuldade;
- **insolúvel** – quando o soluto não se dissolve no solvente.

Há alguns casos específicos em que os solutos necessitam de condições ideais para serem dissolvidos, como por exemplo, aquecer a mistura, resfriar, agitar, dentre outros.

Outro princípio importante que determina a solubilidade dos solutos é a polaridade da molécula. Esse assunto não será aprofundado nesse capítulo, mas é necessário entender a relação entre solubilidade e polaridade.

As moléculas são classificadas basicamente como polares ou apolares, e essa característica depende da separação das cargas elétricas dessas moléculas. Compostos polares compartilham elétrons de forma desigual. A molécula de água, por exemplo, é formada por dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio (H_2O). No entanto, os elétrons estão mais concentrados na região do oxigênio, devido a sua característica mais eletronegativa. O mesmo não ocorre em compostos apolares, já que o compartilhamento de elétrons se dá de forma mais uniforme, não havendo a formação de polos. O metano (CH_4) é um composto apolar, pois o carbono compartilha os elétrons com os hidrogênios de forma similar.

Conhecendo um pouco sobre polaridade, podemos relacionar a polaridade com a solubilidade. Em outras palavras, é correto afirmar que compostos com a mesma polaridade serão solúveis entre si. Informalmente, pode-se dizer que "semelhante dissolve semelhante", e isso é o mesmo que dizer que compostos polares serão solúveis em solventes polares. O mesmo pensamento serve para compostos apolares. No exemplo da água com açúcar, tanto a água quanto o açúcar são substâncias polares, por isso, ocorre a dissolução.

2.1.4.1 Solução diluída e concentrada

A proporção entre o soluto e o solvente caracteriza o tipo de solução obtida. Quando há uma baixa razão soluto/solvente, dizemos que a solução é diluída. Em outras palavras, dizemos que há pouca quantidade de soluto em uma grande quantidade de solvente.

No entanto, quando a razão soluto/solvente for elevada, chamamos a solução de concentrada. Nessa situação, temos uma grande quantidade de soluto para pouco solvente.

2.1.4.2 Coeficiente de solubilidade

O coeficiente de solubilidade de uma substância está relacionado com a quantidade máxima que é possível solubilizar em um solvente em determinada temperatura. Em outras palavras, é a quantidade de soluto necessário para saturar uma solução.

Vamos facilitar o entendimento de saturação tomando por exemplo a solução de NaCl e água.

Quando se adiciona uma pequena quantidade de sal na água, ele desaparece. Mas se for adicionado gradativamente mais sal, chegará um momento em que haverá acúmulo de sal no fundo do copo. O momento em que as primeiras partículas se acumulam no fundo do copo é chamado de ponto de saturação. Esse fenômeno ocorre porque a água atingiu seu limite de solubilidade e, a partir desse ponto, não haverá mais solubilização.

O ponto de saturação pode ser dividido em três eventos:

- **solução saturada** – a quantidade de soluto é igual ao coeficiente de saturação. Há um equilíbrio. Se qualquer quantidade a mais de soluto for adicionada, não haverá mais solubilização. É o limite de saturação.
- **solução insaturada** – a quantidade de soluto é inferior ao coeficiente de saturação. É possível adicionar mais soluto e haverá solubilização deste.
- **solução supersaturada** – quando a quantidade de soluto for maior que o coeficiente de solubilização.

A natureza do soluto também pode variar. Duas possibilidades podem ser encontradas:

- **soluto molecular** – quando o soluto é uma substância molecular (ex.: açúcar e água);
- **soluto iônico** – quando o soluto é uma substância iônica (ex.: sal e água).

Mas **atenção**: o soluto não é obrigatoriamente um sólido. Ele pode ser líquido ou gasoso. O ar que respiramos é uma solução formada por aproxi-

madamente 78% de nitrogênio e 21% de oxigênio, ou seja, o componente em maior quantidade é considerado solvente. O mesmo vale para uma solução de ácido sulfúrico, que é um líquido e será solubilizado em água, por exemplo.

Atividades

1. (UFES) Levando em consideração os pontos de fusão e de ebulição apresentados na tabela a seguir, escolha a alternativa correta e justifique a razão de sua escolha:

Substância	Ponto de fusão (ºC)	Ponto de ebulição (ºC)
I	-218	-180
II	-65	65
III	41	195
IV	801	1547
V	1532	2981

a) I é sólido a 30 °C

b) II é líquido a 100 °C

c) III é sólido a 25 °C

d) IV é líquido a 490 °C

e) V é gasoso a 2480 °C

2. Os metais gálio e rubídio são visualmente muito parecidos e possuem as seguintes propriedades físicas:

Metal	Ponto de fusão (ºC)	Ponto de ebulição (ºC)	Densidade (g/cm^3)
Gálio	29,8	2403	5,9
Rubídio	39	686	1,53

De acordo com a tabela, responda às questões a seguir:

a) Qual o estado físico dos metais em um dia em que a temperatura ambiente seja 25 °C?

b) Sem o uso de equipamentos específicos, como você identificaria os metais em um dia em que a temperatura ambiente seja 20 °C?

3. Imagine uma mistura contendo água, etanol e sal de cozinha (NaCl). Suponha que essa mistura foi colocada em um sistema de destilação simples, utilizando todo o aparato necessário. Descreva em detalhes quais as características visuais dessa solução e como acontecerá a separação desses compostos.

4. Um determinado sal, a 46 °C, possui solubilidade de 15 g para cada 100 mL de água. Qual é o tipo de solução formada caso sejam adicionados 30 g de sal em 200 mL de água? E o que aconteceria se o volume não fosse alterado, ou seja, continuasse 100 mL para 30 g de sal? Comente sua resposta utilizando o conceito de coeficiente de solubilidade.

3

Os modelos atômicos e sua evolução

A evolução do modelo atômico foi um marco para a ciência no início do século XIX. Como vimos no capítulo 1, as civilizações gregas observaram e descreveram os primeiros fenômenos que envolviam química. Posteriormente, Aristóteles descreveu as particularidades dos quatro elementos da natureza, que seriam responsáveis pela existência de tudo o que há no universo. Porém, foi no século IV a.C. que Leucipo e Demócrito fundamentaram a teoria do atomismo, em que toda a matéria é formada por elementos indivisíveis, os átomos.

A partir de agora, vamos rever alguns conceitos e estudar mais detalhadamente o que cada pesquisador descreveu. Veremos como a descrição do átomo foi atualizada de acordo com novos experimentos que foram realizados.

Veremos também como o elétron é apresentado e como localizá-lo na eletrosfera.

3.1 Modelo atômico de Thomson

Nos primórdios do descobrimento da ciência, Tales de Mileto já havia observado que ao atritar um bastão e aproximá-lo de objetos leves, era possível observar o fenômeno de atração entre os objetos. O bastão utilizado por Mileto era feito de uma resina denominada âmbar. Em grego, âmbar significa *elektron,* e a partir daí surgiu o termo eletricidade, relacionada com a atração entre os objetos previamente observada.

Figura 3.1 – A água atraída pelo balão atritado é um exemplo de fenômeno envolvendo cargas elétricas

Fonte: Shutterstock.com/haryigit

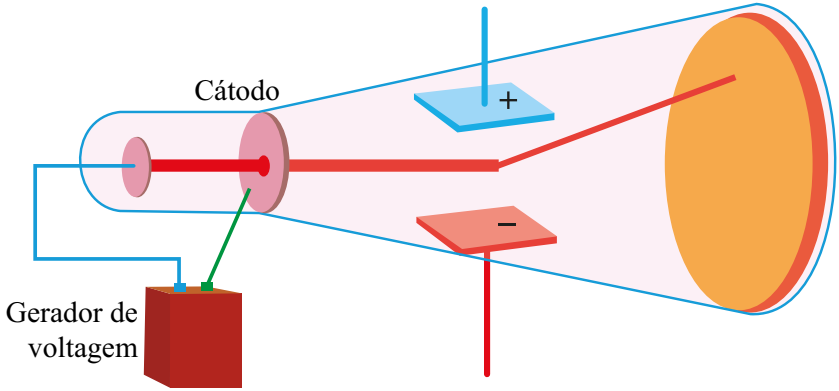
Esse fenômeno ocorre pois todos os objetos, quando estão no seu estado normal, apresentam cargas neutras. Ao se criar o atrito, esfregando um pedaço de lã no balão, por exemplo, há uma migração de cargas entre os corpos (lã e balão), fazendo com que estes se tornem eletrizados.

Thomson ainda observou que o átomo não é uma esfera maciça, como Dalton havia proposto. O experimento realizado utilizando o tubo de raios catódicos foi o marco comprobatório dessa teoria. Vamos relembrar o ensaio realizado por Thomson.

Um tubo de vidro preenchido com um gás era submetido a uma corrente elétrica. Quando o circuito era ligado, um feixe de raios externo partia do cátodo (carga negativa) para o ânodo (carga positiva). Esse feixe era desviado para a direção de um polo carregado positivamente, comprovando que os raios catódicos são negativos.

Figura 3.2 – Representação do tubo de raios catódicos descrito por Thomson

Tubo de raios catódicos



Fonte: Shutterstock.com/ghost design

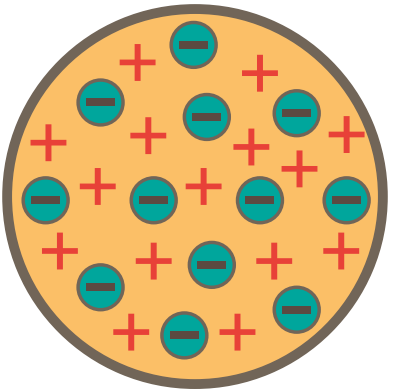
Para complementar os experimentos de Thomson, o físico alemão Eugen Goldstein (1850-1930) usou um sistema semelhante ao utilizado por Thomson e descobriu um feixe luminoso no sentido oposto aos elétrons, concluindo que estes possuíam cargas positivas e foram denominados raios anódicos.

De forma particular, quando o gás utilizado nos ensaios fosse o hidrogênio (menores átomos conhecidos), os raios anódicos apresentavam o menor desvio no campo magnético. Sendo assim, imaginou-se então a existência de uma segunda partícula subatômica que possuía carga positiva e era responsável por neutralizar a carga do elétron. A essa partícula deu-se o nome de próton.

Sendo assim, Thomson, em 1903, postulou sua teoria atômica como sendo:

> O átomo é uma pasta positiva recheada de elétrons com carga negativa, conferindo a neutralidade elétrica ao átomo.

Figura 3.3 – Modelo de "pudim de passas" de Thomson, admitindo que o átomo é divisível



Fonte: Shutterstock.com/yaruna

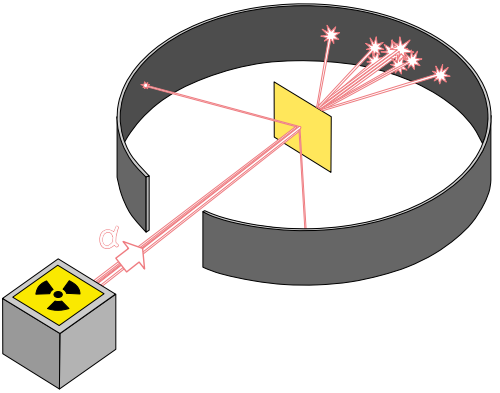
Em outras palavras, o átomo descrito por Thomson ficou conhecido como pudim de passas.

3.2 O átomo de Rutherford

Após Thomson dar sua descrição de átomo, o neozelandês Rutherford realizou um experimento muito importante, a fim de verificar se o átomo era uma partícula maciça ou não.

O esquema do experimento de Rutherford está representado a seguir.

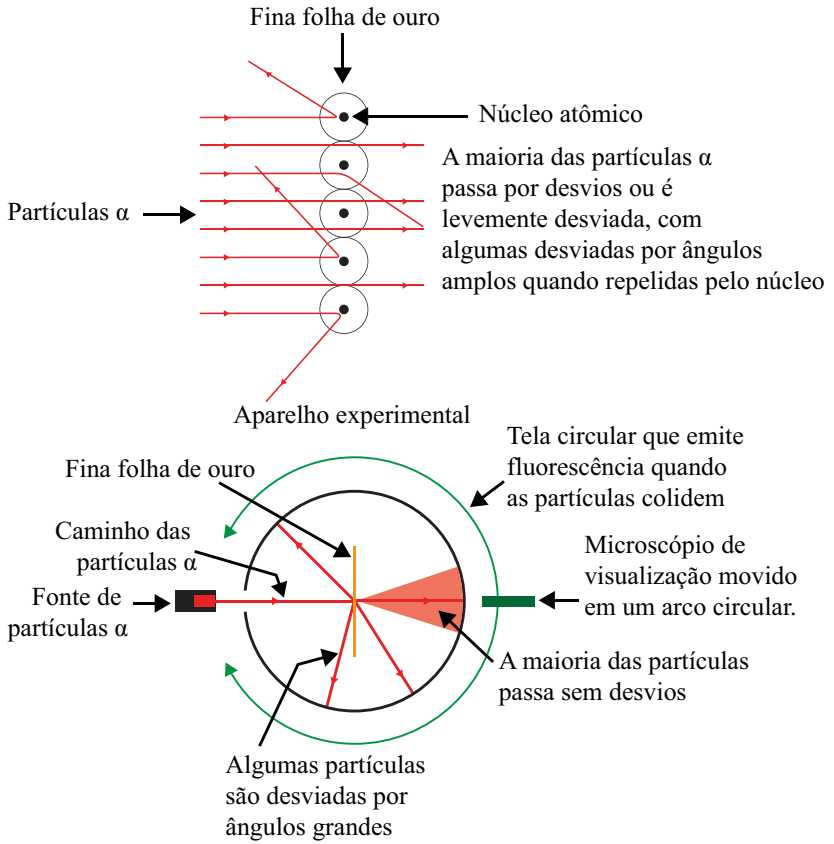
Figura 3.4 – Esquema do experimento de Rutherford



Fonte: Shutterstock.com/Sergey Merkulov

Dentro de um bloco de chumbo, Rutherford colocou um pedaço do metal polônio, que emite partículas alfa (α) com carga positiva. Essas partículas são direcionadas a fim de colidirem com uma finíssima lâmina de ouro. A maior parte das partículas α atravessavam a lâmina como se fosse uma peneira, enquanto outras são retornavam ou desviavam. Em um pensamento complexo, Rutherford concluiu que a lâmina de ouro não era composta de átomos maciços e justapostos, e sim por pequenos núcleos dispersos em espaços vazios. A Figura 3.5 demonstra essa afirmação descrita por Rutherford.

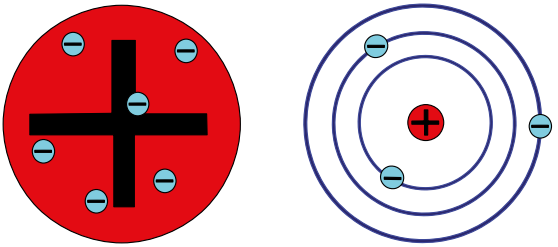
Figura 3.5 – Experimento de espalhamento de partículas α de Rutherford



Fonte: Shutterstock.com/Steve Cymro

Na parte superior da figura podemos observar a emissão das partículas α. Algumas dessas partículas colidem diretamente com o núcleo dos átomos de ouro e são imediatamente desviadas. Outras partículas passam perto do núcleo sem que ocorra colisão. Nesse caso, devemos lembrar o seguinte: o núcleo do átomo é composto por cargas positivas e as partículas α também possuem cargas positivas. Conhecendo o princípio de que cargas iguais se repelem, podemos afirmar que ocorrerá um pequeno desvio dessas partículas α. A última observação que pode ser feita é de que há partículas que atravessam a lâmina de ouro sem sofrer nenhum tipo de desvio, ou seja, elas passam pelo ouro em um espaço que estaria "vazio". No entanto, já sabemos que o átomo é composto por cargas positivas e negativas e que as cargas positivas estão perto do núcleo. Sendo assim, o espaço por onde as partículas passam inalteradas não está vazio, é ali que estão localizados os elétrons. Esse espaço foi denominado eletrosfera.

Figura 3.6 – Comparação entre o modelo de Thomson (esquerda) e o modelo descrito por Rutherford (direita)

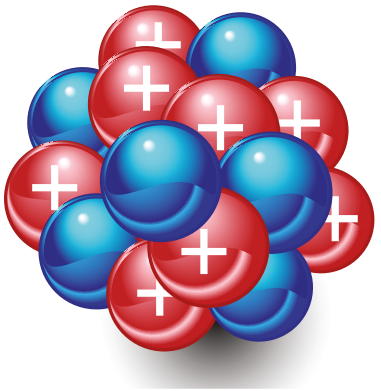


Fonte: Shutterstock.com/Sergey Merkulov

Como pode ser visto na figura 3.6, o núcleo do átomo é composto por partículas com cargas positivas (prótons) rodeado por partículas com cargas negativas (elétrons). Mas se cargas iguais se repelem, por que os prótons não se afastam no interior do núcleo?

Essa pergunta foi respondida no início da década de 30 pelo pesquisador Charles Chadwick. Ele notou que no elemento berílio, na sua forma radioativa, havia a emissão de partículas com cargas neutras com massa igual à dos prótons. Essa terceira partícula subatômica foi denominada como nêutron, e é responsável por "isolar" os prótons, evitando que eles sejam repelidos e causem o desmantelamento do núcleo.

Figura 3.7 – Representação do núcleo do átomo formado por prótons (carga positiva) e nêutrons, sem carga elétrica



Fonte: Shutterstock.com/ OSweetNature

3.3 Modelo atômico de Rutherford-Böhr

Após Rutherford expor sua definição de modelo atômico, as pesquisas nesse campo foram baseadas no aprimoramento desse conhecimento. O modelo descrito por ele representava muito bem o átomo, mas continha algumas deficiências.

Rutherford, ao descrever sua teoria, teve que admitir que os elétrons estavam se movimentando ao redor do núcleo, caso contrário, haveria atração entre eles, já que o núcleo possui carga positiva e os elétrons possuem cargas negativas. Porém, preceitos de física clássica dizem que toda partícula elétrica que está em movimento circular tende a perder (emitir) energia. Sendo assim, como o elétron está em movimento circular, a tendência é que, com o tempo, ele colida com o núcleo devido a um movimento circular em espiral. Mas isso não acontece.

Em 1913, o cientista dinamarquês Niels Böhr descreveu alguns fatores envolvendo a teoria do átomo, que foram chamados de postulados de Böhr. Os postulados são os seguintes:

- os elétrons movem-se em volta do núcleo em um número limitado de órbitas circulares, que são conhecidas como órbitas estacionárias;
- por se moverem em órbitas estacionárias ao redor do núcleo, não há emissão nem absorção de energia;
- quando um elétron se move de uma órbita para outra, há emissão de energia em uma quantidade bem definida. Essa energia é chamada de *quantum*.

Esse movimento de elétrons entre as órbitas estacionárias pode estar relacionado com o movimento entre uma órbita mais interna para outra mais externa, ou de uma órbita mais externa para uma mais interna.

Ao receber energia (térmica, luminosa ou elétrica), há o salto do elétron da camada mais interna para uma mais externa, e a quantidade de energia **recebida** é chamada de "*quantum* de energia".

Quando há o retorno do elétron de uma camada mais externa para uma mais interna, há a emissão de energia, ou seja, a emissão de um *quantum*. Essa emissão é na forma de luz de cor bem definida ou então outro tipo de radiação eletromagnética. A essa luz emitida dá-se o nome de fóton, e esses saltos são repetidos milhões de vezes a cada segundo.

As cores que observamos no dia a dia estão relacionadas ao movimento dos elétrons nas órbitas estacionárias.

As órbitas foram denominadas níveis de energia. Atualmente são conhecidos sete níveis de energia, também chamados de camadas. Essas são nomeadas como K, L, M, N, O, P e Q. Em cada camada, os elétrons possuem uma quantidade fixa de energia e podem acomodar um número máximo de elétrons.

Nível	Número máximo de elétrons
K	2
L	8
M	18
N	32
O	32
P	18
Q	2

3.4 Orbitais atômicos

Depois de conhecer as várias definições e diferentes modelos atômicos, podemos assumir que o elétron, a subespécie com carga negativa, hora pode ser definido como partícula (parte componente do átomo), hora pode ser definido como onda (espécie que migra entre diferentes órbi-

tas estacionárias). Então, assumimos que todo elétron em movimento é uma espécie denominada partícula-onda, e esse princípio foi definido pelo físico francês Louis de Broglie.

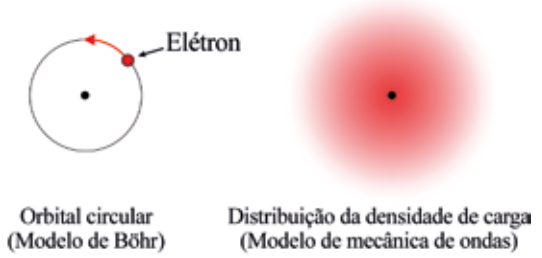
É importante lembrar que qualquer corpo em movimento, como um carro, por exemplo, pode ter sua posição e velocidade determinadas. Mesmo que o carro esteja em alta velocidade pela estrada, é possível dizer com precisão a velocidade e a localização: um simples radar é capaz de fazer isso. Porém, o elétron é uma espécie tão pequena que é impossível determinar sua posição e velocidade simultaneamente. Essa observação foi feita por Heisenberg, e o seguinte enunciado foi proposto:

> Não é possível calcular a posição e a velocidade de um elétron em um mesmo instante.

Esse princípio é conhecido como princípio da incerteza ou de Heisenberg. Na tentativa de medir esses parâmetros, os próprios equipamentos alterariam as medições. Para facilitar o entendimento, imagine fazer a medida da velocidade do pneu de um carro de Fórmula 1. Para saber exatamente a velocidade, seria necessário encostar o velocímetro no pneu, e esse simples ato diminuiria a velocidade dele, mesmo que a redução fosse baixa. Sendo assim, quanto mais precisa for a posição, mais imprecisa será a medição da velocidade e vice-versa.

Assim, como é impossível prever a posição exata do elétron na eletrosfera, Erwin Schrödinger, em 1926, determinou que o elétron pode ser encontrado provavelmente em uma região próxima ao núcleo. Essa região foi chamada de **orbital**.

Figura 3.8 – Comparação entre o modelo de Böhr e o modelo de Schrödinger



Fonte: Shutterstock.com/magnetix

Essa região apresentada na figura 3.8 é onde existe a máxima possibilidade de se encontrar um determinado elétron.

3.5 Níveis e subníveis energéticos

Nas camadas descritas por Böhr, há um aumento crescente no nível de energia. Cada nível de energia representa um número, chamado de **número quântico principal (*n*)**. O valor de *n* varia de 1 a 7 e está associado a cada uma das letras previamente apresentadas.

Nível	Número quântico principal
K	1
L	2
M	3
N	4
O	5
P	6
Q	7

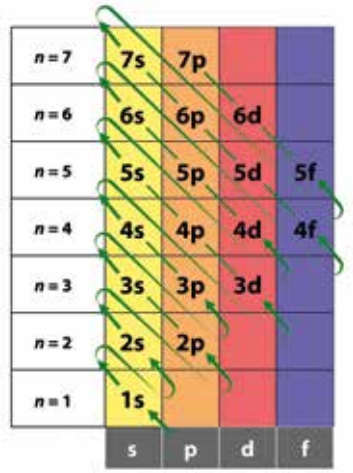
Cada nível energético ainda pode ser dividido em subníveis e, nesses, há um aumento no conteúdo energético conforme aumenta o nível. A nomenclatura aplicada a esse nível é **número quântico secundário (*l*)** ou **azimutal**. Os valores assumidos para esses subníveis são 0, 1, 2 e 3, porém usualmente são representados pelas letras *s*, *p*, *d* e *f*, respectivamente.

Em relação à quantidade de energia de cada subnível, é possível afirmar que:

- uma ordem crescente de energia é conhecida: s < p < d <f;
- elétrons que estão presentes no mesmo subnível possuem a mesma quantidade de energia;
- os elétrons são distribuídos na eletrosfera ocupando inicialmente os níveis de menor energia e posteriormente os de maior energia.

Para facilitar o entendimento e a visualização, o cientista Linus Pauling descreveu um diagrama apresentando a disposição dos níveis e subníveis energéticos.

Figura 3.9 – Diagrama de distribuição eletrônica de Linus Pauling



Fonte: Shutterstock.com/magnetix

A distribuição dos elétrons obedece obrigatoriamente a ordem de menor energia para a maior energia. Como apresentado na figura 3.9, as flechas indicam o sentido da distribuição eletrônica e esta é escrita da seguinte forma:

1s < 2s <2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d <
5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p

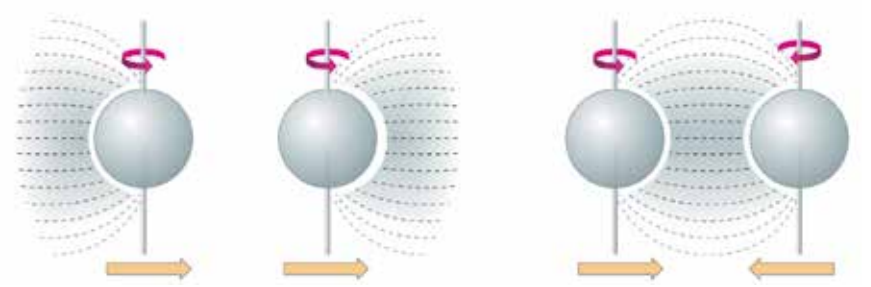
Complementando o que foi apresentado anteriormente, ainda podemos dizer que cada subnível comporta um número específico de orbitais.

Cada orbital é representado normalmente por um pequeno quadrado, e cada subnível (*s*, *p*, *d* e *f*) possui quantidade exata de orbitais: 1, 3, 5 e 7. Além disso, os orbitais são representados por números quânticos magnéticos (*m*) e possuem um valor específico, conforme apresentado no quadro a seguir:

-3	-2	-1	0	+1	+2	+3

Um orbital, ou seja, um "quadradinho", comporta no máximo dois elétrons. Já vimos anteriormente que os elétrons possuem carga elétrica negativa, ou seja, dois elétrons em um orbital deveriam se afastar, já que cargas iguais se repelem. Mas isso não acontece e há uma explicação para esse fenômeno. Os elétrons podem girar, e esse giro pode ser no mesmo sentido ou em sentidos opostos, formando campos elétricos. Observe a figura 3.10.

Figura 3.10 – Ilustração do fenômeno de atração e repulsão eletrônica



Fonte: Feltre (2004).

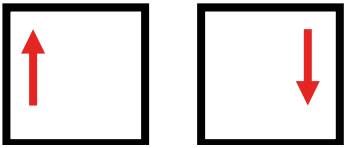
Quando os elétrons estão girando no mesmo sentido (lado esquerdo da Figura 3.10), o campo elétrico formado é de repulsão, ou seja, os elétrons irão se afastar. Porém, quando os elétrons giram em sentidos opostos, o campo que irá se formado será de atração, ou seja, os elétrons serão atraídos. Esse fenômeno de rotação é conhecido como *spin*, termo em inglês que significa girar. Wolfgang Pauli, cientista austríaco, postulou então, em 1925, o seguinte princípio, denominado Princípio de exclusão de Pauli:

> Cada orbital comporta no máximo dois elétrons, desde que possuam *spins* opostos.

Por esse motivo, a atração gerada pela rotação dos elétrons para lados opostos impede que ocorra o fenômeno de repulsão eletrônica.

O número quântico de *spin* (*s*) é numericamente representado pelo valor de - ½ e + ½.

Os *spins* dos elétrons são identificados por uma seta (para cima ou para baixo) que deve ser posicionada no lado correto do quadrado que representa o orbital.



A seta para cima indica ***spin*** **positivo**, com valor de s = + ½.

A seta para baixo indica ***spin*** **negativo**, com valor de s = - ½.

3.6 Representação e identificação dos elétrons

Depois de introduzir a definição de cada número quântico e o que eles representam, chegou a hora de entender na prática como representar e como identificar os elétrons.

Primeiro, vamos relembrar os quatro números quânticos e suas representações:

a) número quântico principal – *n*.

b) número quântico secundário – *l*.

c) número quântico magnético – *m*.

d) número quântico do *spin* – *s*.

Simbolicamente, vamos usar um exemplo aleatório para facilitar o entendimento:

$$\mathbf{3p^1}$$

O número **3** representa o número quântico principal.

A letra ***p*** representa o número quântico secundário.

O número **1** sobrescrito representa o número de elétrons presentes nesse subnível.

Para entender melhor, vamos tomar por exemplo o elemento magnésio. Sabemos que o número de prótons (Z) é igual ao número de elétrons. Então, para o elemento Mg, o número de elétrons é igual a 12.

$$_{12}Mg$$

De acordo com a distribuição eletrônica de Linus Pauling apresentada na figura 3.9, temos para o magnésio a seguinte apresentação:

$$\mathbf{1s^2\ \ 2s^2\ \ 2p^6\ \ 3s^2}$$

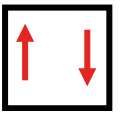
Vamos agora entender cada parte da distribuição:

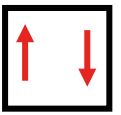
$1s^2$	Nível: 1	K = 2
	Camada K	
	Número de elétrons: 2	

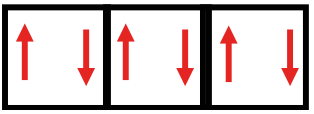
$2s^2\ \ 2p^6$	Nível: 2	L = 8
	Camada L	
	Número de elétrons: 2 + 6 = 8	

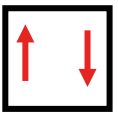
$3s^2$	Nível: 3	M = 2
	Camada M	
	Número de elétrons: 2	

A próxima etapa é fazer a distribuição dos elétrons nos orbitais. Vejamos detalhadamente cada um dos casos:

$1s^2$		Número de elétrons = 2

$2s^2$		Número de elétrons = 2

$2p^6$		Número de elétrons = 6

$3s^2$		Número de elétrons = 2

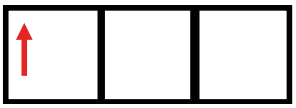
O magnésio apresentado nesse exemplo possui 12 elétrons e, coincidentemente, todos os orbitais estão completos. Vamos retornar ao exemplo hipotético apresentado: $3p^1$. Nessa situação, o orbital *p* possui apenas um elétron e a distribuição eletrônica se dá de forma diferente.

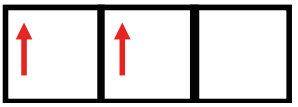
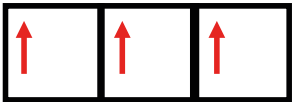
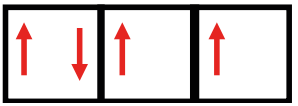
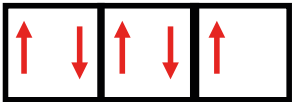
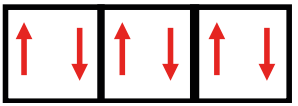
A distribuição eletrônica desse exemplo seria: $1s^2\ \ 2s^2\ \ 2p^6\ \ 3s^2\ \ 3p^{1.}$

Como o preenchimento dos orbitais é igual até o $3s^2$, vamos considerar apenas a última situação: $3p^1$.

Sabemos que o orbital p comporta 6 elétrons. Mas durante a distribuição, apenas um foi alocado nesse orbital, então, a representação é feita da seguinte forma:

O preenchimento dos orbitais obedece a uma regra importante, chamada de Regra de Hund, ou Regra de Máxima Multiplicidade. Isso significa que todos os orbitais devem receber primeiro um elétron para depois receber o segundo. Vejamos isso na prática. Imagine um orbital *p* com sua capacidade máxima (6 elétrons). A ordem de alocação dos elétrons será assim:

1º elétron	

2º elétron	
3º elétron	
4º elétron	
5º elétron	
6º elétron	

Precisamos ainda ter conhecimento da diferença entre o elétron mais energético e o elétron mais afastado do núcleo. Para isso, vejamos o exemplo da distribuição eletrônica do Escândio, cujo número de prótons (Z) é 21.

$$_{21}Sc = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1$$

Na distribuição dos elétrons, estamos levando em consideração a ordem crescente de energia. Observe que nessa situação o $4s^2$ aparece antes do $3d^1$. A distribuição pode ainda ser feita de acordo com a ordem geométrica ou ordem de distância. Nesse caso, observaríamos o seguinte comportamento:

$$_{21}Sc = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^1\ 4s^2$$

Podemos então dizer que:

- o subnível mais energético é o que se localiza no nível ou subnível de maior energia, ou seja, é dado pela soma do $n + l$;

- o elétron mais externo (afastado do núcleo) é o que apresenta o maior número quântico principal (n).

No exemplo do Escândio ($_{21}Sc$), o subnível mais energético é o $3d^1$ ($n + l = 3 + 2 = 5$), enquanto o nível mais externo é o $4s^2$ ($n = 4$).

3.7 Distribuição eletrônica em átomos neutros e íons

Até agora, vimos como se dá a distribuição eletrônica para átomos neutros, ou seja, número de prótons igual ao número de elétrons.

Vamos relembrar o diagrama de Linus Pauling. A construção do diagrama pode ser feita da forma crescente (K, L, M, N, O, P, Q) ou da forma decrescente, como apresentado na Figura 3.9 (Q, P, O, N, M, L, K).

Camada	Nível	Subníveis				Nº máximo de elétrons por nível
		s	*p*	*d*	*f*	
K	1	1s				2
L	2	2s	2p			8
M	3	3s	3p	3d		18
N	4	4s	4p	4d	4f	32
O	5	5s	5p	5d	5f	32
P	6	6s	6p	6d		18
Q	7	7s				2
Nº máximo de elétrons por subnível		2	6	10	14	

Já sabemos como é feita a distribuição eletrônica em átomos neutros, como vimos no exemplo do magnésio ($_{21}Mg$). Agora veremos como é feita a distribuição em íons.

Primeiro, vamos tomar por exemplo o elemento químico ferro ($_{26}Fe$) e apresentar a distribuição eletrônica do átomo na sua forma neutra (estado fundamental).

$$_{26}Fe = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$$

Como vimos anteriormente, os expoentes indicam o número de elétrons. No caso do ferro, a soma será 26. Podemos também descobrir quantos elétrons estão presentes em cada camada, somando os expoentes. Observe a tabela a seguir:

Distribuição	Nível	Quantidade de elétrons
$1s^2$	Nível 1 (K)	2
$2s^2\ 2p^6$	Nível 2 (L)	8
$3s^2\ 3p^6\ 3d^6$	Nível 3 (M)	14
$4s^2$	Nível 4 (N)	2

Para o caso apresentado, sabemos que o subnível mais energético é o $3d^6$, e que o nível mais externo é o $4s^2$ (última camada).

3.7.1 Distribuição eletrônica em íons

Primeiro, precisamos lembrar que íons são formados quando há ganho ou perda de elétrons. Agora, precisamos estar atentos à seguinte informação:

> A retirada (perda) de elétrons acontecerá na última camada eletrônica e não no subnível mais energético.

Vejamos o exemplo do ferro ($_{26}Fe$). Quando este perde 2 elétrons e se torna Fe^{2+}, a distribuição eletrônica será da seguinte maneira:

$$Fe^{2+} = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^6$$

Em comparação com o elemento em seu estado neutro, perceba que não há a presença do nível 4 ($4s^2$), uma vez que os elétrons que foram retirados eram desse nível.

Outra situação ainda envolvendo o ferro é quando ele perde elétrons e se torna Fe^{3+}. Vejamos como se dará a distribuição eletrônica:

$$Fe^{3+} = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5$$

Note a diferença entre o Fe^{2+} e o Fe^{3+}. Na primeira situação, 2 elétrons foram retirados da camada N (nível 4). No segundo caso, como foram perdidos 3 elétrons, saíram os 2 elétrons da camada N (nível 4) e um elétron da camada M (nível 3). Somente assim foi possível representar a perda de 3 elétrons.

Reunimos na tabela a seguir as três situações para facilitar a visualização:

Elemento químico	Distribuição	Número total de elétrons
Fe	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$	26
Fe^{2+}	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^6$	24
Fe^{3+}	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5$	23

Atividades

1. (UFRGS-RS) Um íon monoatômico cuja configuração eletrônica para o último nível é $3s^2\ 3p^6$ e é representado como A^{2-} possui qual número atômico (Z) em seu estado fundamental A? Se necessário, faça a distribuição eletrônica para o elemento A e para seu íon A^{2-}.

2. (UGF-RJ – adaptado) Muitos acidentes ambientais eliminam metais pesados e outros tipos de contaminantes que podem prejudicar a saúde dos seres humanos e de animais. Cromo (Cr), mercúrio (Hg) e cádmio (Cd) são alguns exemplos de contaminantes que são encontrados nesses tipos de acidentes. A situação nesses casos se agrava, pois mercúrio e cádmio na forma iônica são facilmente dissolvidos em água. Considerando o conhecimento adquirido nesse capítulo, e relembrando pontos já vistos nos capítulos anteriores, responda ao seguinte questionamento:

   Qual o número de camadas utilizadas na distribuição eletrônica do **cátion** bivalente do cádmio? (Número atômico do cádmio = 48).

3. (UGF-RJ) No trabalho de pesquisa realizado pelo físico Niels Böhr, em 1913, ele descreveu um modelo atômico que relacionou

a quantidade de energia dos elétrons com sua posição na eletrosfera. No que diz respeito à energia associada à transição eletrônica de um elétron quando ele absorve energia, qual dos fenômenos a seguir pode ser observado? Comente sua escolha.

a) Transição da órbita N para a órbita M.

b) Transição da órbita P para a órbita O.

c) Transição da órbita L para a órbita K.

d) Transição da órbita O para a órbita P.

e) Transição da órbita M para a órbita L.

4. Considere a distribuição eletrônica a seguir de um átomo com número atômico 12:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$$

A que espécie química essa configuração se refere?

a) Um átomo em seu estado fundamental.

b) Cátion monovalente.

c) Ânion monovalente.

d) Cátion bivalente.

e) Ânion bivalente.

4

Classificação periódica dos elementos

Explicar o conceito de periodicidade parece ser algo difícil de entender, mas é muito mais fácil do que parece. No nosso cotidiano, vivenciamos a periodicidade de algumas situações a todo momento. Vejamos por exemplo as estações do ano: verão, outono, inverno e primavera. São quatro apenas, mas elas se repetem sempre na mesma ordem. O mesmo ocorre para as fases da lua, dias da semana, meses e outros eventos cotidianos que estamos sujeitos a vivenciar. Se todas as quartas-feiras um aluno tem aula, podemos prever quais são os dias que essa aula irá ocorrer (1, 8, 15, 22, 29, por exemplo).

Da mesma forma que eventos simples ocorrem de forma periódica, os cientistas notaram que conforme os elementos químicos eram descobertos, desde o século XVII, algumas propriedades e características eram similares e se repetiam. Foi aí que iniciou o processo de agrupar os elementos em grupos de similaridade, o que mais tarde originou o surgimento da tabela periódica como conhecemos hoje.

A tabela periódica moderna nada mais é do que uma forma de arranjo dos elementos de acordo com suas características físicas e químicas. Essa organização permite ainda prever elementos que ainda não existem, assim como ocorre com os elementos produzidos em laboratório que foram descobertos nos últimos anos e adicionados à tabela periódica no final do ano de 2015.

Este capítulo abordará detalhes do descobrimento dos elementos, bem como sua classificação e adição à tabela periódica como conhecemos hoje.

4.1 Conhecendo a tabela periódica

Os elementos da tabela periódica não foram descobertos ao mesmo tempo. Desde o início do século XVII eles vêm sendo descritos e classificados de acordo com suas características. Por volta do ano de 1600, elementos como ouro, prata, carbono, cobre chumbo, mercúrio, dentre outros já eram conhecidos e utilizados, alguns deles em larga escala. O ouro, um dos principais metais comercializados desde os primórdios da era capitalista, era amplamente utilizado para confecção de joias, moedas e revestimento de superfícies, como por exemplo palácios e instituições religiosas.

Figura 4.1 — Interior do Palácio de Versailles, na França, com paredes e teto revestidos de ouro

Fonte: Shutterstock.com/Mister_Knight

Com a Revolução Industrial, houve um aumento em pesquisas, novos processos, e por consequência um aumento no número de cientistas curiosos por novos materiais. Na Tabela 4.1 podemos observar o número de elementos que foram descritos com o passar dos séculos.

Tabela 4.1 – Quantidade de elementos químicos descobertos até o final de cada século

Século	Número de elementos químicos descritos
XVII	14
XVIII	33
XIX	83
XX	112

Fonte: elaborada pelo autor.

Além do ouro, citado anteriormente, os elementos químicos da tabela periódica são encontrados no cotidiano das pessoas de forma bastante simples.

Tabela 4.2 – Exemplos de elementos químicos encontrados na natureza e sua aplicação

Elemento químico	Forma encontrada na natureza	Uso cotidiano
Sódio (Na) Descoberto em 1807	Sal marinho Mineral halita	Fabricação de células fotovoltaicas Lâmpadas de vapor de sódio Sal de cozinha Purificação de metais fundidos
Cálcio (Ca) Descoberto em 1808	Não é encontrado na sua forma nativa Está sempre associado a outros elementos (carbonatos ou sulfatos)	Giz escolar Curtição de couro Refino de petróleo
Magnésio (Mg) Descoberto em 1802	Não é encontrado na sua forma livre Obtido de minerais como a dolomita, brucita e magnesita	Flash fotográfico Fogos de artifício Talco Leite de magnésia

Elemento químico	Forma encontrada na natureza	Uso cotidiano
Hélio (He) Descoberto em 1868	Encontrado na forma gasosa na atmosfera	Balões flutuantes Refrigerador para reatores nucleares Aplicações médicas em ressonância magnética por imagem
Urânio (U) Descoberto em 1789	Encontrado no minério do tipo uraninita, euxenita, etc.	Indústria bélica (bombas atômicas e bombas de hidrogênio) Combustível para usinas nucleares

Fonte: elaborada pelo autor.

O avanço na descoberta de novos elementos fez com que os cientistas desenvolvessem uma alternativa para reuni-los em grupos de acordo com suas características e semelhanças. Em 1817, o cientista alemão Johann Döbereiner decidiu agrupar os elementos com propriedades semelhantes em grupos de três, para facilitar a organização destes. Lítio (Li), Sódio (Na) e Potássio (K) formavam um trio, por exemplo, enquanto Cloro (Cl), Bromo (Br) e Iodo (I) pertenciam a outro, e assim sucessivamente.

Posteriormente, os elementos foram classificados em ordem crescente de massa atômica e foi observado que, além disso, as propriedades se repetiam de forma semelhante a cada oito elementos (com exceção do hidrogênio). Assim, foi enunciada a lei das oitavas de Newlands, em homenagem ao cientista inglês John Newlands.

Nos anos seguintes, o cientista russo Dmitri Mendeleev havia anotado as propriedades dos elementos em cartões e os organizou de tal forma que a sequência destes fosse priorizada de acordo com as semelhanças entre os elementos. Essa organização, que curiosamente ocorreu na parede do laboratório de Mendeleev, deu origem ao primeiro arranjo da tabela periódica. A organização se deu de acordo com o aumento das massas atômicas dos átomos, e estes foram organizados em 12 linhas, tomando sempre a precaução de manter os elementos com as mesmas propriedades na mesma linha.

Tabela 4.3 – Organização crescente das massas atômicas dos elementos que já haviam sido descobertos até meados do século XIX

	Grupo I		Grupo II		Grupo III		Grupo IV		Grupo V		Grupo VI		Grupo VII		Grupo VIII	
1		H 1														
2	Li 7		Be 9,4		B 11		C 12		N 14		O 16		F 19			
3		Na 23		Mg 24		Al 27,3		Si 28		P 31		S 32		Cl 35,5		
4	K 39		Ca 40		? 44		Ti 48		V 51		Cr 52		Mn 55		Fe-56 Ni-59	Co-59
5		Cu 63		Zn 65		? 68		? 72		As 75		Se 78		Br 80		
6	Rb 85		Sr 87		? 88		Zr 90		Nb 94		Mo 96		? 100		Ru-104 Pd-106	Rh-104
7		Ag 108		Cd 112		In 113		Sn 118		Sb 122		Te 128		I 127		
8	Cs 133		Ba 137		? 138		? 140									
9																
10			? 178		? 180		Ta 182		W 184						Os-195 Pt-198	Ir-197
11		Au 199		Hg 200		Tl 204		Pb 207		Bi 208						
12							Th 231						U 240			

Fonte: elaborada pelo autor.

Essa organização proposta por Mendeleev era ousada para a época e não seguia totalmente os parâmetros preestabelecidos para sua organização: a massa atômica. Isso pode ser observado na linha 7, onde o telúrio (Te), que possui massa atômica de 128, aparece antes do iodo (I), que tem massa atômica de 127. Essa inversão ocorreu para que os elementos cloro (Cl), bromo (Br) e iodo (I), que possuem propriedades semelhantes, pudessem ficar na mesma coluna.

Outra observação interessante adotada por Mendeleev foi deixar "casas vazias", para que quando novos elementos fossem descobertos,

fossem colocados nesses locais estratégicos. Por exemplo, a "casa" vazia de número 44, na linha 4. Se levada em consideração a massa dos elementos conhecidos naquela época, a ordem seria a seguinte: K (39) – Ca (40) – Ti (48). No entanto, devido às propriedades do titânio (Ti) serem semelhantes às do carbono (C), estes deveriam ficar na mesma coluna, e para que isso ocorresse seria necessário deixar uma "casa" vazia. E foi isso que Mendeleev fez. Essa observação seria válida para outros elementos ainda desconhecidos (linha 5: elemento de massa atômica 68 e 72).

Exatamente como previsto, no ano de 1875 foi descoberto o elemento gálio (68) e, em 1879, foram descobertos o escândio (44) e germânio (72).

A visão de Mendeleev de organizar os elementos em colunas verticais deu origem à denominação atualmente conhecida por **Grupos** ou **Famílias**, e as linhas horizontais são os chamados **Períodos**. Suas conclusões podem ser resumidas em uma lei, chamada de **lei da periodicidade**, que é descrita da seguinte forma:

Saiba mais

Muitas propriedades físicas e químicas dos elementos variam de maneira periódica na sequência de suas massas atômicas.

De forma resumida, três notações importantes foram observadas desde Döbereiner até Mendeleev:

1. os elementos estão dispostos em ordem crescente de número atômico (Z);
2. são agrupados em períodos na horizontal (linhas);
3. são agrupados em famílias ou grupos na vertical (colunas) de acordo com suas semelhanças.

4.2 A tabela periódica atual

A constante revisão de enunciados, postulados e leis, além da descoberta de novos elementos, fez com que a tabela periódica fosse constan-

temente revista e atualizada. Inclusive, após a descrição do conceito de número atômico feito por Moseley, em 1913, a **lei da periodicidade** foi revista e agora é descrita da seguinte maneira:

Saiba mais

Muitas propriedades físicas e químicas dos elementos variam de maneira periódica na sequência de seus números atômicos.

A versão atual da tabela periódica, apresentada na Figura 4.2, conta com 118 elementos químicos descobertos, dentre eles os naturais, que são obtidos diretamente da natureza, e os sintéticos, produzidos em laboratório com condições previamente estabelecidas. A última atualização da tabela ocorreu no ano de 2015, quando a União Internacional de Química Pura e Aplicada (I.U.P.A.C.), juntamente com a União Internacional de Física Pura e Aplicada (I.U.P.A.P.), reconheceram a existência de quatro novos elementos químicos produzidos em laboratório. Dessa forma, a linha 7 da tabela que estava incompleta passou a estar totalmente preenchida. Os elementos que faltavam já tinham suas posições estabelecidas, assim como previu Mendeleev, e possuíam os números atômicos 113, 115, 117 e 118. Seus nomes definitivos foram definidos e deram-se em homenagem ao local onde foram produzidos ou em homenagem aos pesquisadores responsáveis pela sua descoberta.

4.3 Organização da tabela periódica

Nos dias de hoje, a tabela periódica é composta por 18 famílias ou grupos. Por definição, existem duas formas de identificar as famílias ou grupos. O algarismo romano é usado para identificar a família seguido das letras A ou B (exemplos: IA, IIA, VB). As letras A e B são indicativos da posição do elétron mais energético nos subníveis e serão abordadas ao final dessa seção. Outra forma de denominação aceita pela IUPAC é em algarismos arábicos, com indicação das famílias iniciando em 1 e finalizando em 18, sem o uso das letras A e B.

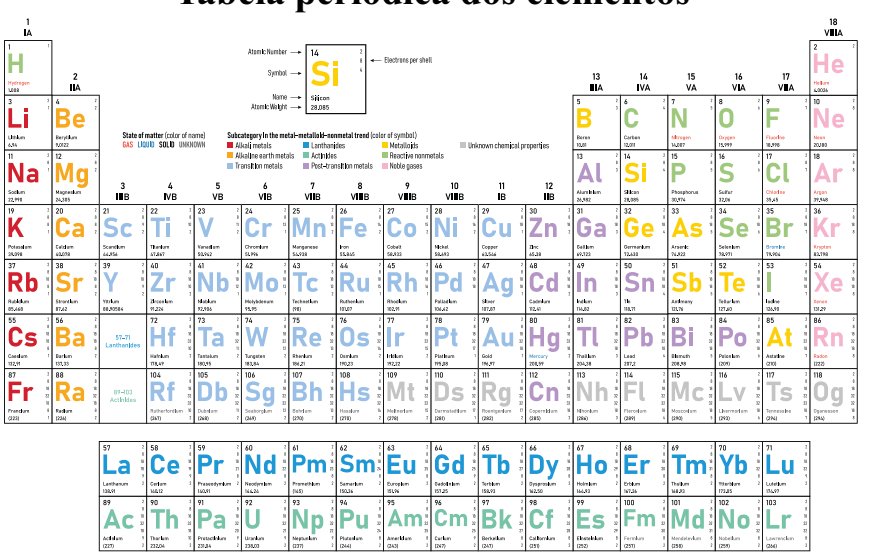
Os períodos, ou seja, as sete linhas horizontais da tabela periódica, possuem algumas particularidades que podem ser observadas na Tabela 4.4 a seguir:

Tabela 4.4 – Características da classe de famílias A de acordo com suas particularidades

Período	Tamanho	N. de elementos	Elementos
1º período (I)	Muito curto	2	H e He
2º período (II)	Curto	8	Li até o Ne
3º período (III)	Curto	8	Na até o Ar
4º período (IV)	Longo	18	K até o Kr
5º período (V)	Longo	18	Rb até o Xe
6º período (VI)	Superlongo	32	Cs até o Rn
7º período (VII)	Superlongo	32	Fr até o Og

Fonte: elaborada pelo autor.

Figura 4.2 – Tabela periódica moderna, atualizada no ano de 2016, com a inserção de quatro novos elementos



Fonte: Shutterstock.com/Humdan

Dentre os períodos apresentados na Tabela 4.4, é importante destacar que o 6º e o 7º períodos apresentam particularidades. Na terceira

"casa" há a presença de 15 elementos cada, que, para facilitar a visualização, são apresentados abaixo da tabela periódica. No 6º período, essa particularidade inicia no elemento lantânio (La) e a essa série se dá o nome de **série dos lantanídeos ou lantanoides**. Já no 7º período, inicia-se no elemento actínio (Ac) e ela recebe o nome de **série dos actinídios ou actinoides**. Nessas duas séries em particular, o elétron mais energético está contido nos **subníveis *f*** (de f^1 até f^{14}).

Os elementos que fazem parte das famílias A são denominados elementos representativos, e seus elétrons mais energéticos são encontrados nos subníveis *s* ou *p*.

Já os elementos localizados nas famílias B são genericamente conhecidos como elementos de transição, e os elétrons mais energéticos são encontrados nos subníveis *d* (d^1 até d^{10}) e *f*, como apresentado anteriormente no caso dos lantanídeos e actinídeos.

Outra particularidade em relação às famílias A é que o número da família indica a quantidade de elétrons na camada de valência do elemento, e essas famílias ainda recebem uma nomenclatura diferenciada das demais.

Tabela 4.5 – Famílias/grupos A que possuem nomenclatura especial e representação da quantidade de elétrons presentes no último nível

Família ou grupo	Nome	N. de elétrons do último nível
1 – IA	Metais alcalinos	1
2 – IIA	Metais alcalinoterrosos	2
13 – IIIA	Família do boro	3
14 – IVA	Família do carbono	4
15 – VA	Família do nitrogênio	5
16 – VIA	Calcogênios	6
17 – VIIA	Halogênios	7
18 – VIIIA	Gases Nobres	8

Fonte: elaborada pelo autor.

Vale ressaltar algumas propriedades de elementos que se diferenciam de sua família e por isso são destacadas a seguir.

a) O hidrogênio (H), embora esteja presente na coluna 1A, não é um metal alcalino, ele é um gás. Ademais, as propriedades do hidrogênio são tão distintas que, em muitos casos ele é apresentado de forma independente, ou seja, fora da tabela periódica;

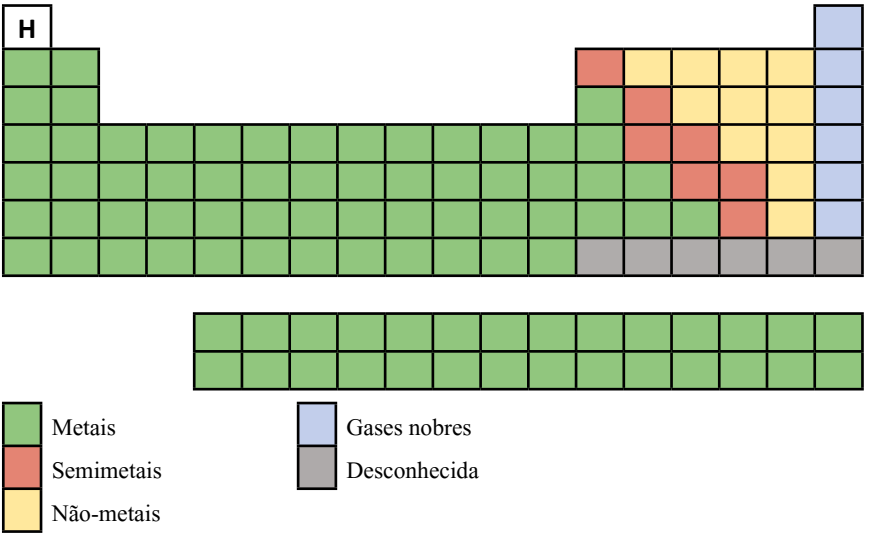
b) O alumínio (Al) é frequentemente chamado de metal terroso, uma vez que faz parte da composição do solo. Essa classificação, em muitos casos, vale para o gálio (Ga), o índio (In) e o tálio (Tl);

c) A família 8B é formada por três colunas.

Por fim, outra separação muito importante que deve ser considerada na classificação periódica está relacionada com as propriedades físicas e químicas dos elementos. Esta se dá da seguinte forma: metais, não metais, semimetais e gases nobres.

4.4 Classificação dos elementos

A classificação dos elementos de acordo com as propriedades físicas e químicas permite que a tabela periódica possa ser dividida da seguinte maneira.



Os metais são elementos sólidos (com exceção do mercúrio – Hg), com brilho característico e geralmente são duros. Seu brilho é denominado de brilho metálico. Usualmente são densos e seus pontos de fusão e ebulição são bastante altos. Também são conhecidos por serem bons condutores de eletricidade, maleáveis (passíveis de serem laminados), dúcteis (podem ser transformados em fios finos) e formam íons positivos, os cátions. Alguns deles, como por exemplo o ferro, o cobalto e o níquel são atraídos por ímãs.

Os não metais possuem propriedades opostas aos metais. São péssimos condutores de eletricidade, possuem baixa temperatura de fusão e quando estão no estado sólido se fragmentam com facilidade.

Os semimetais (ou metaloides) possuem propriedades intermediárias entre os metais e os não metais. Eles possuem propriedades físicas e aparência dos metais e propriedades químicas dos não metais.

Por sua vez, os gases nobres ou gases raros apresentam um comportamento químico específico.

Saiba mais

A tabela periódica moderna contém elementos químicos que são naturalmente encontrados na natureza e outros que são artificialmente produzidos. O urânio (U) é o último elemento da tabela que pode ser encontrado na natureza, depois dele todos os outros são sintéticos, ou seja, produzidos em laboratório, com exceção do tecnécio (Tc-43) e do promécio (Pm-61), que estão antes do urânio, mas somente são produzidos de maneira sintética.

4.5 Nomenclatura dos elementos

Mesmo antes de os elementos serem descobertos – essa informação vale para os elementos químicos obtidos em laboratório, apenas – eles já possuem um nome. São nomes provisórios que são utilizados para designar um elemento enquanto a comunidade cientifica não chega a um consenso sobre a nomenclatura final a ser utilizada. Para que os cientistas

do mundo inteiro saibam reconhecer o nome provisório, são utilizados prefixos latinos e gregos para dar nome aos números. Observe a seguir:

0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Nil	Un	Bi	Tri	Quad	Pent	Hex	Sept	Oct	Enn

Então, a partir dessa nomenclatura, os elementos que aguardam nomenclatura final são batizados. Alguns exemplos são mostrados na tabela a seguir:

Tabela 4.6 – Exemplo de nomenclatura de alguns elementos utilizando nomenclatura com padrão internacional

Número atômico do elemento	Números escritos por extenso	Números em latim/grego	Nomenclatura provisória
101	Um-zero-um	**U**n-**n**il-**u**nium	Unu
102	Um-zero-dois	**U**n-**n**il-**b**ium	Unb
103	Um-zero-três	**U**n-**n**il-**t**rium	Unt

Fonte: elaborada pelo autor.

Uma vez que o elemento tenha sido descoberto e aceito pela comunidade científica, sua nomenclatura pode variar. Os primeiros elementos que foram descobertos receberam nomes que eram originários da língua latina ou grega. É muito importante ressaltar que cada língua possui uma tradução para o nome do elemento, porém o símbolo que o representa nunca é mudado, pois deriva do nome oficial do latim. Essa mudança no nome pode ser observada nos exemplos a seguir:

- **Fe – ferro** – *iron* (inglês); *eisen* (alemão);
- **S – enxofre** – *sulphur* (inglês); *azufre* (espanhol);
- **Cu – cobre** – *copper* (inglês); *kupfer* (alemão).

Já nos anos seguintes, no século XVIII, como a quantidade de novos elementos eram descobertos com mais frequência e a comunicação entre os cientistas era mais eficiente, foram estabelecidos alguns parâmetros para definir os novos nomes que seriam utilizados. Normalmente, eram utilizados o nome do local ou região onde a descoberta havia sido feita, ou então algumas propriedades físico-químicas do novo elemento.

Assim, o padrão de nomenclatura ficou mais fácil e alguns exemplos são apresentados a seguir:

- **Li – lítio –** proveniente do grego *lithos*, que significa rocha;
- **Pt – platina –** oriundo do espanhol, *plata* + *ina*, que significa prata pequena;
- **Am – amerício –** relacionado com o continente americano, onde foi descoberto.
- **Po – polônio –** referência à terra natal de Marie Curie, pesquisadora polonesa.

Já no século XX, com a produção em laboratório de novos elementos, foram inicialmente utilizados nomes em homenagem a planetas (netúnio e plutônio), uma vez que esses elementos eram localizados na tabela periódica logo após o urânio. Nos anos seguintes, foram produzidos elementos e batizados com nomes relacionados ao seu local de descoberta (universidade, cidade, estado, continente etc):

- **Ts – tenessine –** em relação ao estado de Tennessee, nos Estados Unidos;
- **Nh – nipônio –** em relação ao Japão (Nippon);
- **Mc – moscóvio –** em relação à cidade de Moscou, na Rússia.

No final dos anos 90, a IUPAC aprovou a adaptação dos nomes de alguns elementos para a língua portuguesa, a fim de facilitar o entendimento pelos falantes dessa língua (exemplo: rutherfórdio, bóhrio, hássio etc.).

4.6 Configuração eletrônica dos elementos na tabela periódica

No Capítulo 3, foi apresentada a distribuição eletrônica e o diagrama de Linus Pauling. Conhecendo esse diagrama e a tabela periódica, podemos relacionar ambos e avaliar como ficaria a distribuição dos elétrons de acordo com a localização dos elementos nas famílias e nos períodos.

Atualmente, a tabela periódica possui sete períodos (linhas), e o número do período relaciona-se diretamente com o número de níveis eletrônicos (camadas) que os elementos possuem. Outra forma de definir seria afirmando que, ao se mover "uma casa" adiante, o número atômico aumenta uma unidade (1; 1+1 = 2; 2+1 = 3; 3+1 = 4...). A adição dessa unidade indica que a eletrosfera está recebendo um elétron, que é chamado de **elétron de diferenciação**. Vejamos o exemplo a seguir:

Período	Elemento	Nº Atômico	Distribuição eletrônica		
			Por camadas		Por Subníveis
			K	L	
1º	H	1	1		$1s^1$
1º	He	2	2		$1s^2$
2º	Li	3	2	1	$1s^2\ 2s^1$
2º	Be	4	2	2	$1s^2\ 2s^2$
2º	B	5	2	3	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$

De forma completa, podemos observar a seguir a tabela periódica completa com todos os elétrons do último subnível de cada elemento:

$1s^1$																	$1s^2$
$2s^1$	$2s^2$											$2p^1$	$2p^2$	$2p^3$	$2p^4$	$2p^5$	$2p^6$
$3s^1$	$3s^2$											$3p^1$	$3p^2$	$3p^3$	$3p^4$	$3p^5$	$3p^6$
$4s^1$	$4s^2$	$3d^1$	$3d^2$	$3d^3$	$3d^4$	$3d^5$	$3d^6$	$3d^7$	$3d^8$	$3d^9$	$3d^{10}$	$4p^1$	$4p^2$	$4p^3$	$4p^4$	$4p^5$	$4p^6$
$5s^1$	$5s^2$	$4d^1$	$4d^2$	$4d^3$	$4d^4$	$4d^5$	$4d^6$	$4d^7$	$4d^8$	$4d^9$	$4d^{10}$	$5p^1$	$5p^1$	$5p^1$	$5p^1$	$5p^1$	$5p^1$
$6s^1$	$6s^2$	$4f$	$5d^2$	$5d^3$	$5d^4$	$5d^5$	$5d^6$	$5d^7$	$5d^8$	$5d^9$	$5d^{10}$	$6p^1$	$6p^2$	$6p^3$	$6p^4$	$6p^5$	$6p^6$
$7s^1$	$7s^2$	$5f$	$6d^2$	$6d^3$	$6d^4$	$6d^5$	$6d^6$	$6d^7$	$6d^8$	$6d^9$	$6d^{10}$	$7p^1$	$7p^2$	$7p^3$	$7p^4$	$7p^5$	$7p^6$
		$4f^1$	$4f^2$	$4f^3$	$4f^4$	$4f^5$	$4f^6$	$4f^7$	$4f^8$	$4f^9$	$4f^{10}$	$4f^{11}$	$4f^{12}$	$4f^{13}$	$4f^{14}$	$5d^1$	
		$5f^1$	$5f^2$	$5f^3$	$5f^4$	$5f^5$	$5f^6$	$5f^7$	$5f^8$	$5f^9$	$5f^{10}$	$5f^{11}$	$5f^{12}$	$5f^{13}$	$5f^{14}$	$6d^1$	

OBS: As quatro cores da tabela diferenciam os subníveis *s*, *p*, *d* e *f*, a fim de facilitar a visualização do leitor.

Algumas observações interessantes podem ser notadas em relação à configuração eletrônica dos elementos. Uma delas é que os 7 períodos (linhas) da tabela periódica representam as 7 camadas (K, L, M, N, O, P, Q); dessa forma, podemos dizer que se um elemento está no 3º período,

consequentemente ele possuirá 3 camadas eletrônicas (exemplo: Na-11: $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^1$ – total de 3 camadas – K, L, M).

Além disso, nas colunas A, o número de elétrons na última camada será igual ao número da própria coluna. Por exemplo, o oxigênio (O-8); esse elemento está localizado na coluna 6A, supostamente teria 6 elétrons na última camada. A distribuição dos elétrons do oxigênio é $1s^2$, $2s^2$, $2p^4$. A última camada é a camada L, e somando os elétrons ($2s^2$ e $2p^4$ → 2+4) teremos o total de 6 elétrons, conforme previsto.

Outra maneira de representar a distribuição eletrônica de um elemento é representando o último gás nobre que aparece antes desse elemento e, na sequência, representam-se os demais elétrons. Para facilitar, vejamos o exemplo a seguir:

Vamos tomar como exemplo o nitrogênio (Z = 7). O gás nobre mais próximo é o neônio, **porém**, **precisamos representar o gás nobre que aparece ANTES do nitrogênio, que nesse caso é o hélio**.

N (Z = 7): $1s^2$, $2s^2$, $2p^3$

A distribuição do hélio, que é o gás nobre que aparece antes do nitrogênio, é $1s^2$; podemos substituir da seguinte forma:

N (Z = 7): [He], $2s^2$, $2p^3$

Nesse caso, o [He] está substituindo a representação $1s^2$.

Vejamos outro exemplo: o cloro (Cl)

Cl (Z = 17).

O gás nobre que aparece ANTES do Cl é o neônio (Ne-10: $1s^2$. $2s^2$, $2p^6$)

A distribuição da forma tradicional seria a seguinte:

Cl (Z = 17): $1s^2$. $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^5$

Substituindo os pelo gás nobre anterior ao Cloro, temos a seguinte representação:

Cl (Z = 17): [Ne], $3s^2$, $3p^5$

Essa forma abreviada tem por objetivo facilitar a distribuição eletrônica, porém, deve-se tomar cuidado ao observar o gás nobre a ser usado como referência, uma vez que esse deve ser o primeiro ANTES do elemento químico em estudo.

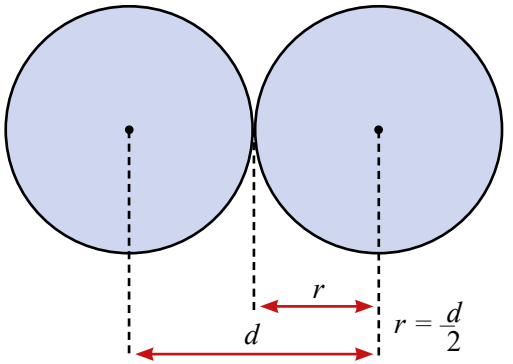
4.7 Propriedades periódicas e aperiódicas dos elementos

Além de organizar os elementos químicos, a tabela periódica pode ser utilizada para relacionar as propriedades desses elementos com suas estruturas atômicas. Propriedades periódicas são aquelas que se repetem, ou seja, possuem periodicidade. Dentre elas, destacam-se o raio atômico, volume atômico, densidade absoluta, temperatura de fusão e ebulição, dentre outras. Como exemplo de propriedade aperiódica, podemos destacar o número de massa, que aumenta conforme aumenta o número atômico. No entanto, descreveremos a seguir as propriedades periódicas dos elementos, uma vez que essas são mais comuns e importantes de serem conhecidas.

4.7.1 Raio atômico

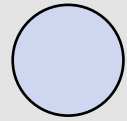
O raio atômico não é uma propriedade fácil de ser determinada. A eletrosfera não possui uma forma definida, ou seja, a nuvem de elétrons não tem limites definidos. Para determinar o raio atômico de um átomo, são utilizados equipamentos específicos, dentre eles um difratômetro de raios X, em que é medida a distância (d) entre dois núcleos vizinhos e a metade do valor obtido corresponde ao raio atômico (r), conforme apresentado na Figura 4.3. De forma geral, o raio atômico mede o tamanho do átomo.

Figura 4.3 – Representação esquemática da determinação do raio atômico dos elementos químicos

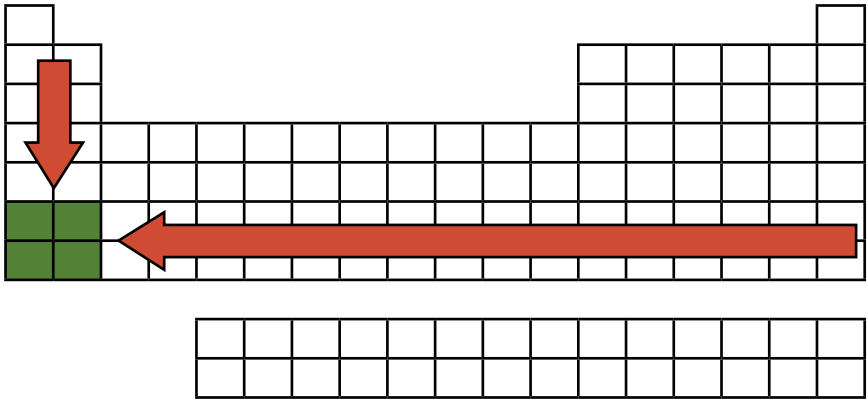


Fonte: elaborada pelo autor.

O raio atômico é uma propriedade periódica, pois varia periodicamente, ou seja, aumenta e diminui continuamente de acordo com o número atômico. Também é importante ressaltar que o **quanto maior o número de níveis (camadas), maior será o tamanho do átomo**. Quando dois elementos diferentes estiverem localizados no mesmo período, ou seja, mesmo número de níveis, deve-se observar o número de prótons. Dessa forma, **o átomo que apresenta uma maior quantidade de prótons faz com que seus elétrons sejam mais atraídos, reduzindo o seu tamanho**. Vejamos os exemplos comparativos a seguir:

Elemento	Distribuição eletrônica	Exemplo de tamanho do átomo
Li (Z = 3)	$1s^2$, $2s^1$	
Na (Z = 11)	$1s^2$. $2s^2$, $2p^6$, $3s^1$	
K (Z = 19)	$1s^2$. $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^1$	

Vale notar que todos os elementos representados na tabela anterior fazem parte da família 1ª; assim, podemos dizer que o raio atômico aumenta de cima para baixo na tabela periódica, conforme aumenta o número de níveis; consequentemente, há um aumento no número de camadas eletrônicas.



De forma generalizada, o raio atômico aumenta de cima para baixo e da direita para a esquerda. A área destacada na tabela periódica acima representa o local onde é possível encontrar elementos com maior raio atômico. Sendo assim, o elemento frâncio (Fr-87) teria o maior raio atômico, mas devido a sua raridade na natureza, não foi possível comprovar essa informação. Então, assume-se que o césio (Cs-55) é o elemento com o maior raio atômico. A unidade de medida de raio é geralmente o picômetro (símbolo pm), que é uma variação da unidade de medida metro (1 pm = 10^{-12} m).

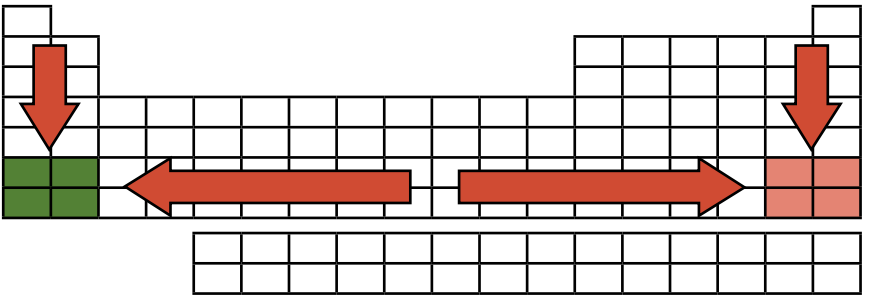
4.7.2 Volume atômico

A definição de volume atômico não está relacionada ao "volume do átomo", e sim ao volume que 1 mol (6,02 x 10^{23} átomos) no estado sólido ocupa. Em outras palavras, **não é o volume de um único átomo**, **e sim de um conjunto de átomos (6,02 x 10^{23})**. Esse volume pode ser calculado ao se relacionar a massa desse número de átomos com a sua densidade e a seguinte fórmula é utilizada:

$$\text{volume atômico} = \frac{\text{massa de } 6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ átomos do elemento}}{\text{densidade do elemento no estado sólido}}$$

Nota-se ainda que o volume atômico não interfere apenas no volume de cada átomo, mas também no espaçamento entre eles. Então, ao se relacionar o conceito de volume atômico com os períodos e as famílias, chega-se às seguintes definições:

- o volume dos átomos em uma mesma família aumenta conforme há o aumento o raio;
- o volume atômico de elementos dispostos no mesmo período cresce do centro da tabela periódica para as extremidades.



Os elementos situados à esquerda da tabela periódica apresentam aumento do volume atômico relacionado ao aumento do raio atômico. Já para os elementos situados na parte direita da tabela, a variação é contrária, pois os elementos ali localizados são basicamente os não metais, que por sua vez possuem um maior espaço entre os átomos.

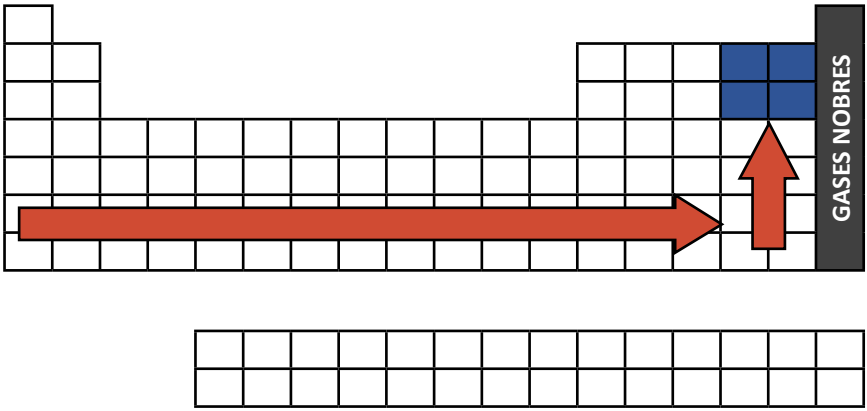
4.7.3 Eletroafinidade ou afinidade eletrônica

Eletroafinidade é definida como a energia liberada quando um elétron é adicionado a um átomo neutro na forma gasosa, isso é, quando um átomo isolado captura um elétron.

$$X^{0}_{(g)} + \text{elétron} \rightarrow X^{-}_{(g)} + \text{energia}$$

Por ser difícil de ser determinada, poucos elementos da tabela periódica possuem valores conhecidos de eletroafinidade; todavia, vejamos a seguir:

Família IA	Família VIIA
Lítio	Flúor
60 kJ	328 kJ
Potássio	Bromo
48 kJ	325 kJ



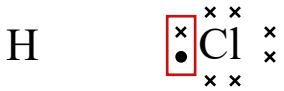
Os gases nobres não são levados em consideração na classificação de afinidade eletrônica, já que ela é irrelevante, pois os gases nobres não conseguem receber elétrons e, assim, não liberam energia.

De forma concisa, em uma família ou em um período, quanto menor for o raio atômico, maior será a afinidade eletrônica.

4.7.4 Eletronegatividade

A eletronegatividade é a força de atração aplicada sobre os elétrons de uma ligação. Para facilitar o entendimento, teremos que explicar brevemente ligação química covalente. Esse tipo de ligação está relacionado com o compartilhamento de elétrons entre dois átomos.

Quando a ligação química ocorre entre dois átomos diferentes, como por exemplo a ligação entre hidrogênio e cloro (H + Cl), há o compartilhamento entre elétrons e o elemento mais eletronegativo irá atrair esse par para junto de si.

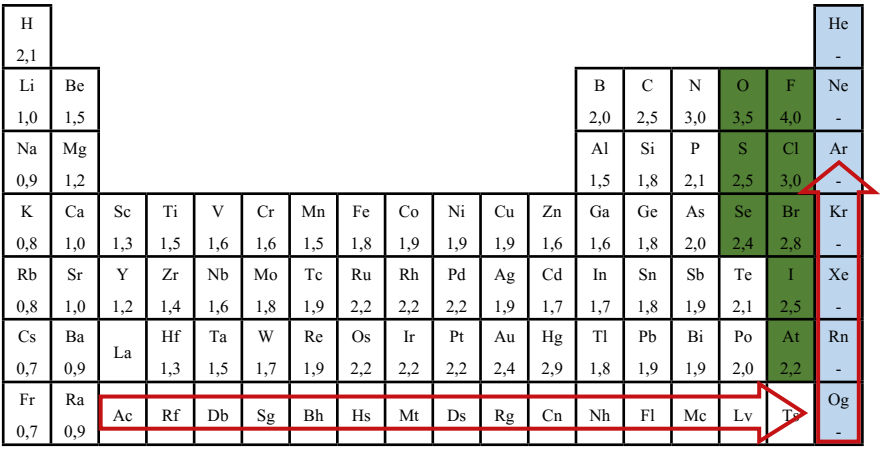


● Elétron do H

× Elétron do Cl

Como pode ser visto na figura anterior, o H e o Cl estão compartilhando elétrons, marcados pelo retângulo vermelho. Porém, devido à diferença de eletronegatividade, o cloro está atraindo o elétron do hidrogênio para perto de si, já que o cloro é um elemento mais eletronegativo que o hidrogênio. Nesse caso, dizemos que a ligação é do tipo **covalente polar**. Caso a ligação fosse entre dois átomos iguais (H – H; Cl – Cl) não haveria atração do elétron para nenhum dos lados, uma vez que não haveria diferença de eletronegatividade. Nessa situação, a ligação é chamada de **covalente apolar**.

Medidas realizadas pelo cientista Linus Pauling foram fundamentais para determinar os valores de eletronegatividade dos elementos, e esses valores são apresentados a seguir:



No esquema apresentado, os elementos mais eletronegativos estão destacados na cor verde, e as setas indicam a direção dos elementos mais eletronegativos. Os gases nobres não foram considerados, uma vez que não apresentam caráter negativo nem positivo.

4.7.5 Energia de ionização

Também chamada de potencial de ionização, é uma grandeza relacionada à **quantidade de energia necessária para remover um ou mais elétrons de um átomo isolado**, considerando que este esteja no estado gasoso.

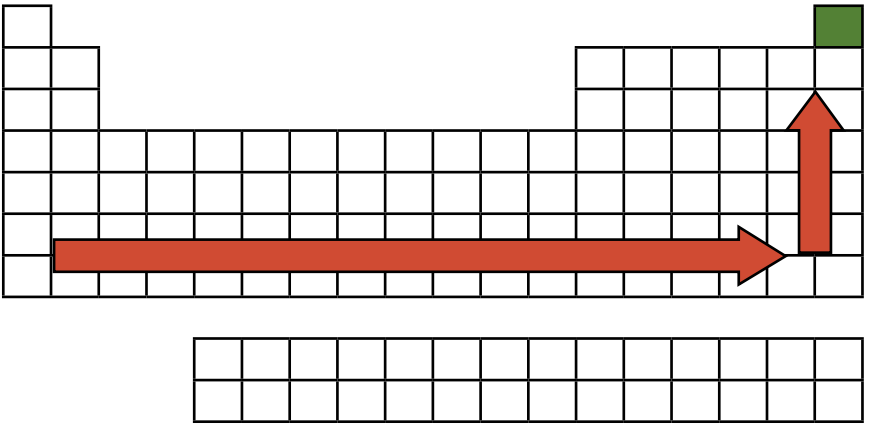
Essa energia está diretamente ligada com o raio atômico, uma vez que quanto maior o raio atômico, menor será a atração do elétron ao núcleo, ou seja, como o elétron está mais afastado do núcleo, ele pode ser removido com mais facilidade.

Genericamente, a remoção de um elétron pode ser representada esquematicamente da seguinte forma:

$$X^0_{(g)} + \text{energia} \rightarrow X^+_{(g)} + e^-$$

A relação do raio atômico com a energia de ionização é válida apenas para a retirada do primeiro elétron, pois, ao retirá-lo, há uma redução do raio atômico e a energia para remover o segundo elétron torna-se maior.

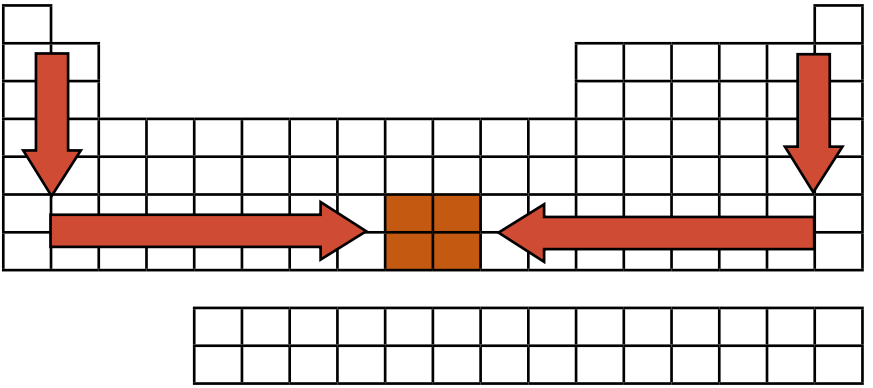
Ainda, podemos dizer que quanto maior o tamanho do átomo, menor será a PRIMEIRA energia de ionização.



4.7.6 Densidade absoluta ou Massa Específica

A densidade é descrita pela relação entre a massa de um elemento (m) e seu volume (v). Os elementos de maior densidade estão situados no centro da tabela e na parte inferior, sendo o ósmio (d = 22,5 g cm^{-3}) e o irídio (d = 22,4 g cm^{-3}) os elementos mais densos. A densidade é calculada pela seguinte fórmula:

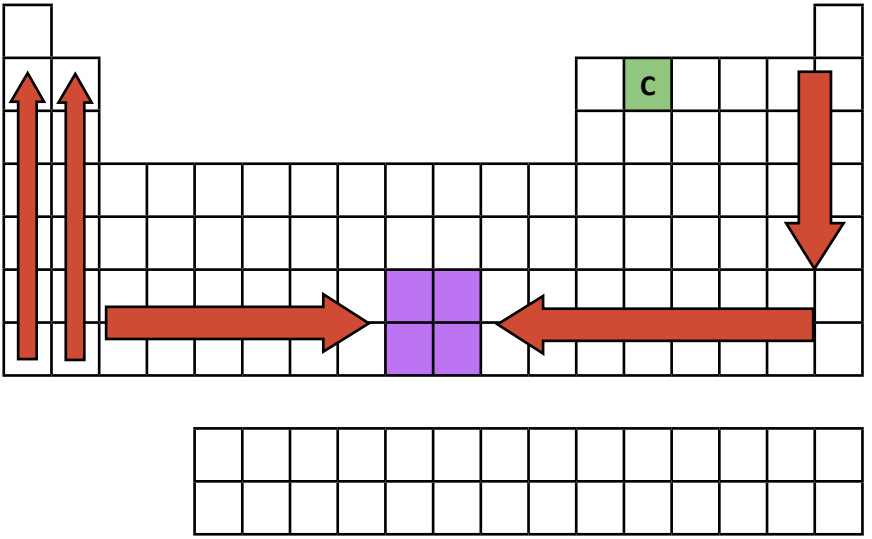
$$d = \frac{m}{v}$$



4.7.7 Ponto de fusão (PF) e ponto de ebulição (PE)

As temperaturas de fusão e ebulição também são propriedades periódicas, mas a localização dos elementos na tabela periódica varia um pouco em relação às demais características.

Nas famílias IA e IIA, os elementos com maiores temperaturas de fusão e ebulição encontram-se localizados no topo da tabela, enquanto a maioria dos outros elementos com altos PF e PE está na parte inferior da tabela.



Dentre os metais, o tungstênio (W-74) é o elemento que possui maior ponto de fusão (3442 °C), e por isso ele é utilizado na produção de lâmpadas incandescentes. O carbono (C-6) também é uma exceção, pois possui ponto de fusão de 3550 °C e ponto de ebulição de 4287 °C.

Outra particularidade diz respeito aos elementos com menores pontos de fusão e ebulição. Estes normalmente são encontrados na forma líquida ou gasosa em condição ambiente. Normalmente, esses elementos estão localizados na parte superior e do lado direito da tabela, e são eles: nitrogênio, oxigênio, flúor, cloro, todos os gases nobres, além do hidrogênio. Dos demais elementos da tabela periódica, apenas o mercúrio e o bromo são encontrados na forma líquida.

Atividades

1. (UFRGS–RS) Considere três elementos químicos aleatórios: A, B, C. Sabe-se que o raio atômico de A = 0,0070 nm, B = 0,125 e C = 0,161 (nm = nanometro – 1 nm = 10^{-9}m). Usando o conhecimento de determinação de raio atômico, se convertêssemos A, B e C em elementos conhecidos da tabela periódica, estes seriam, respectivamente:

a) Li, Be, Na.

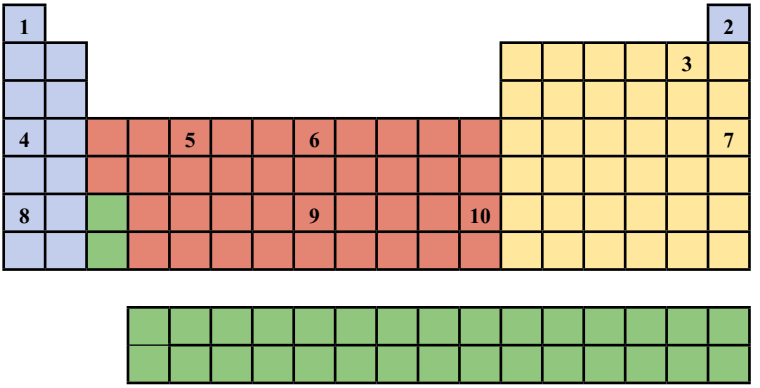
b) Li, Na, Be.

c) Na, Be, Li.

d) Na, Li, Be.

e) Be, Li, Na.

2. (Unesp–SP) Considere a representação da tabela periódica e responda o que é solicitado:



Em relação aos números de 1 até 10, responda:

a) Qual dos números representa um elemento líquido à temperatura ambiente e qual é esse elemento?

b) O elemento 3 é um gás nobre? A qual família ele pertence?

c) O elemento 7 é um halogênio. Essa afirmação é verdadeira? Justifique.

d) O raio atômico do elemento 4 é maior que do elemento 5 e menor que o raio do elemento 9. Essa afirmação está correta? Justifique.

3. (Unifor–CE) Observe a distribuição eletrônica dos seguintes elementos:

- X – $1s^2$
- Y – $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$
- Z – $1s^2$, $2s^2$
- A - $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^2$

Responda as perguntas a seguir:

a) A quais elementos químicos da tabela periódica os elementos X, Y, Z e A se referem?

b) Qual deles apresenta maior energia de ionização?

c) Qual apresenta maior raio e qual elemento apresenta maior eletronegatividade?

4. (UFV–MG) Encontre os elementos pré-identificados da tabela periódica e informe qual possui maior energia de ionização:

Código	Coluna	Período	Elemento
A	16	3	
B	2	3	
C	17	2	
D	1	4	
E	1	2	

5

Ligações químicas e geometria molecular

Falar em ligação química pode assustar muitos leitores, principalmente aqueles que não são totalmente familiarizados com a química de forma geral. Porém, as ligações químicas estão tão presentes na nossa vida que se torna impossível imaginar alguma coisa que não esteja relacionada com esse assunto.

Nesse capítulo, trataremos sobre a maneira que os átomos se ligam para formar substâncias químicas e como se dá a organização das moléculas. Entenderemos por que o gás carbônico (CO_2) é formado por um átomo de carbono e dois átomos de oxigênio. O mesmo conceito vale para a molécula de água (H_2O), e assim sucessivamente.

Veremos também como as moléculas se comportam próximas umas das outras por meio de interações intermoleculares. Serão apresentados conceitos de estrutura espacial das moléculas, observando a geometria que elas possuem no espaço e algumas características que essa organização espacial fornece às moléculas.

Por fim, iremos entender os fenômenos de oxidação e redução que os átomos podem enfrentar. Serão aplicados conceitos de ligações químicas, bem como relembrados vários assuntos que foram discutidos nos capítulos anteriores, dentre eles eletronegatividade e camada de valência.

5.1 Ligações químicas no nosso cotidiano

Imagine um sólido: a areia. Um líquido: a água. Um gás: o ar atmosférico. Agora, imagine algo flexível (plástico), algo extremamente rígido (mármore), algo que isole corrente elétrica (borracha) e algo que conduza eletricidade (metais). Esses são apenas alguns exemplos de materiais que estamos diariamente em contato e que só existem porque há diferentes ligações e interações químicas entre os átomos e moléculas que os compõem. Essa diferença de rigidez, maleabilidade, condutividade etc. está relacionada com a composição química do material, mas também com o tipo de ligação que ocorre entre os átomos e/ou moléculas. Existem diferentes tipos de combinações que podem acontecer entre os átomos e moléculas, dentre eles podemos destacar o ganho ou perda de elétrons ou então o compartilhamento desses elétrons entre átomos.

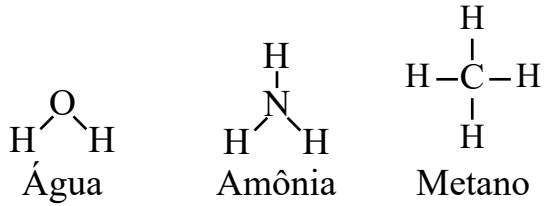
Na natureza, em condições normais, apenas os gases nobres são encontrados na forma de átomos isolados, ou seja, não estão ligados a nenhum outro elemento. Esses gases nobres são muito estáveis e também podemos dizer que são poucos reativos. Essa característica de baixa reatividade se torna importante, uma vez que esses gases podem ser usados em sistemas (reações) que necessitam de uma atmosfera inerte. Isso, na prática, equivaleria a um reator, por exemplo, em que o ar atmosférico que estaria preenchendo o sistema é substituído por um outro gás, podendo ser o argônio ou outro qualquer.

Ainda em relação aos gases nobres, sua elevada estabilidade se deve à característica de que os elementos apresentam oito elétrons na camada de valência, ou seja, a última camada. O único gás nobre que foge a essa regra é o hélio (He), que apresenta apenas 2 elétrons na camada de valência.

Elemento	N° atômico	Camadas				
		K	L	M	N	O
Hélio	2	2				
Neônio	10	2	8			
Argônio	18	2	8	8		
Criptônio	36	2	8	18	8	
Xenônio	54	2	8	18	18	8
Radônio	56	2	8	18	32	18

O fato de os elementos apresentarem sempre oito elétrons na camada de valência, com exceção do hélio, deu origem ao que se conhece como a **teoria eletrônica de valência**.

Mas antes, precisamos entender a ideia de **valência**. Essa denominação surgiu no século XX, após cientistas observarem que os átomos tinham capacidade de se ligar a outros. Vejamos alguns exemplos:



Nos três exemplos, podemos observar vários comportamentos:

1°) O hidrogênio só se liga uma vez com outros átomos. Dizemos então que ele tem apenas uma valência (monovalente);

2°) O oxigênio consegue se ligar com dois átomos. Na primeira molécula, representando a água, o átomo central de oxigênio faz duas ligações. Concluímos então que ele possui duas valências (bivalente);

3°) O nitrogênio, representado na molécula da amônia, é capaz de realizar três ligações químicas, ou seja, possui três valências (trivalente).

4°) Na molécula do metano, por exemplo, o carbono possui a propriedade de realizar quatro ligações, ou seja, o carbono possui quatro valências, sendo denominado tetravalente.

Apenas no ano de 1916 os cientistas Gilbert Lewis e Walter Kossel conseguiram explicar esse fenômeno. Eles associaram os dois fatos previamente conhecidos: a dificuldade de os átomos dos gases nobres unirem-se entre si ou com outros átomos e a observação de que os gases nobres possuem sempre oito elétrons na camada de valência, excluindo o hélio.

Dessa forma, surgiu uma suposição: quando os átomos se unem eles tendem a ganhar, perder ou compartilhar elétrons na camada de valência (última camada) até que atinjam configuração semelhante a um gás nobre. Essa hipótese que foi levantada deu origem à **regra do octeto**:

Saiba mais

Um átomo atinge a estabilidade eletrônica quando apresenta oito elétrons na sua camada mais externa, ou 2 elétrons quando esse elemento possui apenas a camada K.

Essa regra é aplicada majoritariamente aos elementos das famílias A, denominados elementos representativos. No entanto, as famílias B também podem seguir essa regra, mas não obrigatoriamente. Ademais, quando dois átomos se unem, eles "trocam" ou "compartilham" elétrons entre si e buscam sempre atingir a configuração eletrônica de um gás nobre (oito elétrons na última camada). Nesse contexto, surgem os três tipos principais de ligações químicas: ligação iônica, covalente e metálica.

5.1.1 Ligações iônicas

Provavelmente o exemplo mais comum de substância que é formada por ligação iônica é utilizado diariamente por todas as pessoas no planeta. Estamos falando do sal de cozinha: o cloreto de sódio.

Como o próprio nome sugere, o cloreto de sódio é formado pela ligação de um átomo de cloro (Cl) com um átomo de sódio (Na), dando origem à molécula de NaCl:

$$Na + Cl \rightarrow NaCl$$

Para entender como a reação acontece, vamos considerar a distribuição eletrônica do sódio e do cloro.

$$_{11}Na: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$$

$$_{17}Cl: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$$

Pela distribuição apresentada, o número de elétrons por camada eletrônica é o seguinte:

$$_{11}Na: 2 – 8 – 1 (K – L – M)$$

$$_{17}Cl: 2 – 8 – 7 (K – L – M)$$

Considerando a regra do octeto descrita no tópico anterior, pode-se observar que nem o sódio nem o cloro estão com configuração similar à de um gás nobre. A soma dos elétrons da última camada deveria ser oito para ambos os casos, mas no caso do sódio a soma é 1 ($3s^1$) e no caso do cloro a soma dos elétrons é igual a 7 ($3s^2 + 3p^5$).

Agora, considere a definição de ligação química, em que um átomo doa, recebe ou compartilha elétrons. Se o sódio doar um elétron, ele se torna Na^+, ficando deficiente eletronicamente. O cloro, que irá receber o elétron, se torna Cl^-. Vejamos a distribuição eletrônica dos íons Na^+ e Cl^-:

$$_{11}Na^+: 1s^2, 2s^2, 2p^6$$

$$_{17}Cl^-: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$$

Novamente, considere a soma dos elétrons de cada camada:

$$_{11}Na^+: 2 – 8 (K – L)$$

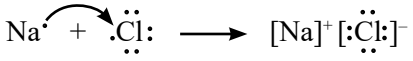
$$_{17}Cl^-: 2 – 8 – 8 (K – L – M)$$

Na distribuição eletrônica do cátion do sódio, após ele doar um elétron para o cloro, a camada M (terceira camada) deixa de existir. Dessa maneira, a última camada passa a ser a camada L, que comporta no máximo 8 elétrons. Ao somar os elétrons da camada L ($2s^2 + 2p^6$), temos que a soma corresponde a 8. A perda do elétron faz com que, a partir de agora, a eletrosfera do sódio se assemelhe à do neônio, ou seja, um gás nobre.

De forma similar ocorre com o cloro. Porém, ao invés de perder um elétron, o cloro recebe um elétron. A última camada do ânion cloreto

(Cl^-) é a camada M, e ao realizarmos a soma dos elétrons dessa camada, temos que o valor resultante é igual a 8 ($3s^2 + 3p^6$). Mais uma vez, temos a semelhança eletrônica de um gás nobre, nesse caso o argônio.

Levando em consideração que o que foi descrito considera apenas os elétrons da última camada (camada de valência), é usual representar todo o texto anterior da seguinte maneira:



Pela figura apresentada, é possível notar a presença de cargas, sendo uma carga positiva no cátion e uma carga negativa no ânion. Sabendo que cargas opostas se atraem, podemos dizer que os cátions e ânions se mantêm unidos, formando uma **ligação iônica**. Um fato bastante curioso sobre o sal de cozinha, NaCl, é que os átomos no seu estado de oxidação zero (Na^0 e Cl^0) são enormemente diferentes dos seus íons (Na^+ e Cl^-). O elemento sódio, por exemplo, é altamente explosivo e deve ser conservado em querosene, longe de qualquer molécula de água. O gás cloro (Cl_2) e altamente tóxico. Porém, o sal de cozinha, que é formado por Na^+Cl^-, não apresenta risco algum. O Na^+ inclusive é um íon muito importante na regulação biológica dos seres vivos, realizando trocas de substâncias entre o sangue e algumas células.

Entendido como ocorre uma ligação química quando há a doação/recepção de apenas um elétron, vejamos agora o comportamento quando mais de um elétron é envolvido. Para isso, usaremos como exemplo o cloreto de cálcio ($CaCl_2$).

$$_{20}Ca: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2$$

$$_{17}Cl: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$$

Observando o número de elétrons por camada, temos a seguinte classificação:

$$_{20}Ca: 2 – 8 – 8 – 2 \text{ (K, L, M, N)}$$

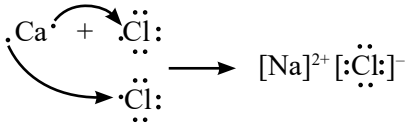
$$_{17}Cl: 2 – 8 – 7 \text{ (K – L – M)}$$

O cálcio tem 2 elétrons na última camada para doar, mas o cloro possui 7, ou seja, faltaria apenas 1 elétron para se assemelhar a um gás

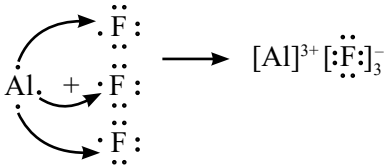
nobre e completar a regra do octeto. Se o cálcio doar apenas um elétron, a última camada (4s) ficará com 1 elétron ($4s^1$), que não apresenta configuração semelhante a um gás nobre. Mas, se o cálcio doar dois elétrons, a última camada passará a ter 8 elétrons ($3s^2 + 3p^6$) e estará semelhante a um gás nobre. Para que isso ocorra então, são necessários 2 átomos de cloro e cada um receberá um elétron vindo do cálcio. Resumidamente, a representação ocorre da seguinte maneira:

$$Ca + 2Cl \rightarrow CaCl_2$$

Esquematicamente, a doação e recepção de elétrons entre o cálcio e o cloro pode ser observada da seguinte forma:



Outro exemplo pode ser a reação entre o alumínio e o flúor. O alumínio possui 3 elétrons na última camada e o flúor possui 7, ou seja, são necessários três átomos de flúor para receber os 3 elétrons oriundos do alumínio. A representação ocorre da seguinte maneira:



Abreviadamente, a formação do fluoreto de alumínio (AlF_3) é indicada da seguinte forma:

$$Al + 3F \rightarrow AlF_3$$

Como é possível observar, **o número de íons que se unem é inversamente proporcional a suas cargas** (valências), e a carga elétrica do íon é chamada de **eletrovalência**. Essa característica é denominada **regra geral da formulação**, e pode ser representada da seguinte maneira:

Em suma, ligação iônica é descrita como:

Saiba mais

Ligação iônica: força que mantém os íons unidos após um átomo doar definitivamente um ou mais elétrons para outro átomo.

5.1.1.1 A tabela periódica e sua relação com as ligações iônicas

Geralmente, as ligações iônicas ocorrem entre os metais e os não metais. Os elementos que possuem 1, 2 ou 3 elétrons na camada de valência têm forte tendência a doá-los (relembre os elementos citados no item anterior: Na, Ca, Al. Todos eles doaram elétrons para o átomo ligante).

Em contrapartida, elementos que possuam 5, 6 e 7 elétrons na camada de valência possuem forte tendência de receber elétrons (1, 2 ou 3, dependendo do elemento). Ao receber os elétrons do átomo ligante, o elemento receptor completará o octeto eletrônico, se assemelhando assim a um gás nobre, como é desejável.

1A							**8A**
H (1)	**2A**	**3A**	**4A**	**5A**	**6A**	**7A**	He (2)
Li (1)	Be (2)	B (3)	C (4)	N (5)	O (6)	F (7)	Ne (8)
Na (1)	Mg (2)	Al (3)	Si (4)	P (5)	S (6)	Cl (7)	Ar (8)
K (1)	Ca (2)	Ga (3)	Ge (4)	As (5)	Se (6)	Br (7)	Kr (8)
Rb (1)	Sr (2)	In (3)	Sn (4)	Sb (5)	Te (6)	I (7)	Xe (8)
Cs (1)	Ba (2)	Tl (3)	Pb (4)	Bi (5)	Po (6)	At (7)	Rn (8)

ATENÇÃO: Os números indicados entre parênteses correspondem ao número de elétrons na camada de valência.

Os metais, apresentados na cor azul (famílias 1A, 2A e 3A) possuem a capacidade de **perder** elétrons, ou seja, se transformam em **cátions**.

Os não metais e alguns semimetais apresentados nas cores verde e laranja (famílias 5A, 6A e 7A) possuem a tendência de **receber** elétrons e se transformam em **ânions**.

Conhecendo então as propriedades de doar e receber elétrons, devemos conhecer alguns íons de maior importância e relevância, cujas cargas elétricas são as seguintes:

Família 1A – H^+, Li^+, Na^+, K^+, Rb^+ e Cs^+;

Família 2A – Mg^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+};

Família 3A – Al^{3+} e Ga^{3+};

Família 5A – N^{3-} e P^{3-};

Família 6A – O^{2-}, S^{2-}, Se^{2-} e Te^{2-};

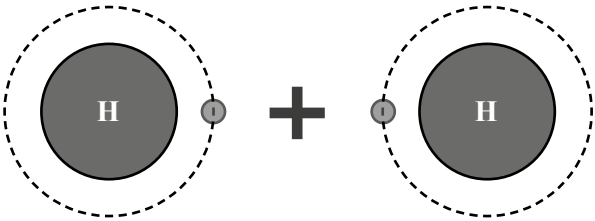
Família 7A – F^-, Cl^-, Br^-, I^-.

Na tabela anterior e na descrição das cargas elétricas apresentadas no parágrafo anterior, nota-se que os elementos da família 4A não foram incluídos. Isso se deve ao fato de que os elementos dessa coluna (4A) possuem 4 elétrons na última camada e não apresentam a tendência de doar ou de receber elétrons. Porém, os elementos da família 4A formam compostos iônicos quando ligados a metais, dentre eles os carbetos, que são ânions derivados do carbono, também chamados de carbetos salinos, que são formados pela união do átomo de carbono com metais da família 1A e 2A.

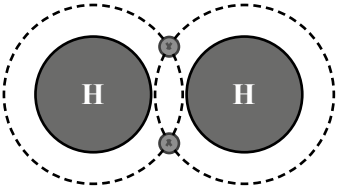
5.1.2 Ligações covalentes

Antes de introduzir propriamente o assunto de ligações covalentes, vamos imaginar a ligação entre dois átomos de hidrogênio para formar a molécula de H_2. Vejamos algumas representações possíveis.

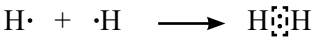
- Átomos de hidrogênio, cada um com apenas UM elétron, **antes da reação**:



- Molécula de H_2 formada pela união de dois átomos de hidrogênio **após a reação** e com um total de DOIS elétrons:



- Outras maneiras simplificadas de representar essa reação entre os dois átomos de hidrogênio são mostradas a seguir:

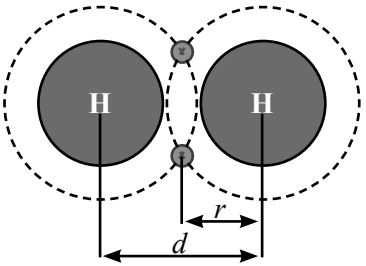


Ou então

Na última representação, após a reação, os elétrons foram substituídos por um traço (–), que é a forma com que se representa uma ligação covalente em que há o compartilhamento de elétrons.

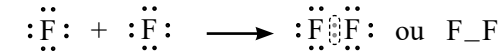
A molécula do hidrogênio (H_2) é conhecida por ser bastante estável, ou seja, uma vez formada é muito difícil fazer com que os átomos se separem novamente. Isso se deve ao fato de que existem forças de atração elétrica entre os núcleos e os elétrons que fazem com que essa molécula seja estável.

Outra observação que pode ser feita quando ocorre uma ligação entre átomos iguais (exemplo H – H) é que o raio covalente *(r)* é equivalente à metade do comprimento da ligação *(d)*, ou seja, a metade da distância que separa os dois núcleos:



O compartilhamento de elétrons entre os átomos de hidrogênio faz com que a configuração final se assemelhe a um gás nobre, lembrando que o hidrogênio possui apenas a camada K, que comporta 2 elétrons no total. O gás nobre ao qual a molécula de H_2 se assemelha é o hélio.

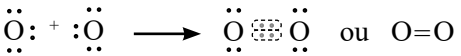
Outro exemplo de ligação covalente entre dois átomos iguais é a ligação entre o elemento flúor (F), formando o gás flúor (F_2), que é um gás altamente corrosivo de cor amarelo-pálido.



É importante observar que os dois elétrons localizados entre os dois átomos de flúor e destacados na cor vermelha fazem parte do compartilhamento de elétrons e estão localizados na última camada eletrônica do flúor. Dessa forma, podemos dizer que o flúor possui 7 elétrons, além de um elétron compartilhado, garantindo, ao final, a semelhança com um gás nobre, adequando-se à regra do octeto. Por final, os elétrons que não participaram da ligação química, ou seja, que não foram compartilhados, são chamados de **elétrons não ligantes** ou **pares eletrônicos isolados**.

A ligação na qual ocorre o compartilhamento de apenas UM par de elétrons (exemplo H – H; F – F) é denominada **ligação simples**.

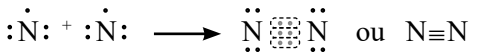
Um outro exemplo clássico e muito importante é a ligação que ocorre entre os átomos de oxigênio para formar a molécula de O_2. Primeiro, precisamos relembrar que o oxigênio está localizado na família 6A e possui 6 elétrons na camada de valência. Consequentemente, para que o octeto eletrônico seja satisfeito, são necessários dois elétrons. Vejamos a ilustração a seguir:



Os átomos de oxigênio se unem, compartilhando dois pares de elétrons. Essa configuração ocorre pois, ao compartilhar dois pares de elétrons, ambos os átomos de oxigênio atingem a configuração do octeto. Se somente um elétron fosse compartilhado, cada oxigênio ficaria com sete elétrons e a configuração semelhante ao gás nobre não seria alcançada. Notem que, devido a esse compartilhamento duplo, dois traços são

mostrados, identificando a ligação entre os átomos de oxigênio, ou seja, dizemos que ocorre uma **ligação dupla** (O = O).

Por fim, existe a ligação covalente, na qual há o compartilhamento de três pares de elétrons. Para exemplificar, vamos observar o esquema da ligação entre os átomos de nitrogênio para formar o N_2.



O nitrogênio está localizado na família 5A e possui 5 elétrons na camada de valência. Para atingir o octeto eletrônico, é necessário o compartilhamento de três pares eletrônicos. Sendo assim, o tipo de ligação formada é conhecido como **ligação tripla** e é representada por três traços (N ≡ N). Dessa maneira, cada átomo de nitrogênio está com o octeto completo, pois compartilha 3 pares eletrônicos com o átomo vizinho (5 + 3 = 8).

De forma resumida, a definição de ligação covalente é descrita da seguinte forma:

Saiba mais

Ligação covalente é a união entre átomos caracterizada pelo compartilhamento de um ou mais pares de elétrons.

Nas ligações covalentes, a valência é também chamada de covalência, e corresponde ao número de elétrons compartilhados.

Outra nomenclatura diferenciada é em relação às **fórmulas eletrônicas**, também **fórmulas de Lewis**, e são aquelas em que os elétrons são normalmente representados por • ou ×. Quando a representação é feita utilizando traços (–), o nome designado para essa representação é de **fórmula estrutural plana**.

Fórmula de Lewis

N≡N

Fórmula estrutural plana

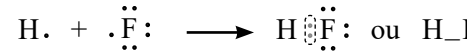
N_2

Fórmula molecular

5.1.2.1 Ligações covalentes formando substâncias compostas

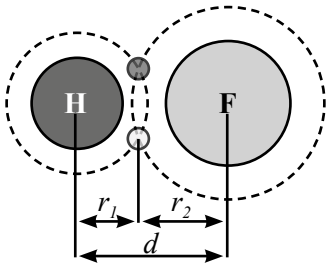
Você deve ter notado que até o momento foram apresentados exemplos de ligações químicas formando substâncias simples, como a ligação entre dois átomos de hidrogênio (H – H), ou então dois átomos de flúor (F – F) e outros exemplos. Porém, as ligações covalentes envolvendo mais de um elemento químico diferente são ainda mais comuns de serem observadas. Os compostos formados por esse tipo de ligação são encontrados no nosso cotidiano, ou então apenas em laboratórios, mas não deixam de ser importantes. Vejamos a partir de agora alguns exemplos para melhor visualizar esse tipo de ligação covalente.

O primeiro exemplo que será apresentado é a ligação entre o hidrogênio (H) e o flúor (F). O hidrogênio está localizado (usualmente) na família 1A, enquanto o flúor está localizado na família 7A. Isso nos infere dizer que o H possui um elétron na camada de valência, enquanto o F possui sete.



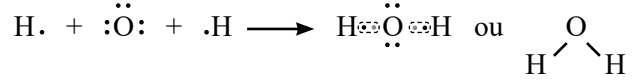
A reação apresentada corresponde à formação do ácido fluorídrico, também chamado de fluoreto de hidrogênio.

Por se tratar de dois elementos químicos diferentes efetuando uma ligação, o comprimento da ligação, representado pela letra *(d)*, é a soma dos raios covalentes (r_1 e r_2), em que o r_1 corresponde à distância entre o átomo de hidrogênio e o elétron e o r_2 corresponde à distância entre o átomo do flúor e o elétron. O valor do raio não é constante para todos os tipos de ligação, pois a variação eletromagnética entre os átomos e a eletrosfera pode interferir nas forças de atração ou repulsão.

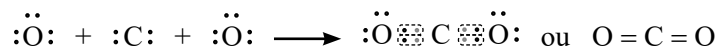


Outro exemplo de ligação covalente entre substâncias compostas é representado pela formação da molécula da água (H_2O). Vamos avaliar detalhadamente o que ocorre nessa ligação.

O átomo de oxigênio está localizado na família 6A, possuindo 6 elétrons na camada de valência. Para atingir o octeto, são necessários 2 elétrons. O hidrogênio, como é conhecido, necessita de apenas 1 elétron para se assemelhar a um gás nobre e perfazer a regra do octeto. Assim, temos que um átomo de oxigênio pode se ligar a dois átomos de hidrogênio.



O dióxido de carbono, popularmente conhecido como gás carbônico, também é uma molécula que envolve ligações covalentes. A fórmula molecular do gás carbônico é CO_2. Até então, não havíamos apresentado nenhum exemplo utilizando um elemento da família 4A, que é o caso do carbono (C). O carbono possui quatro elétrons na camada de valência, o que o torna capaz de realizar o compartilhamento de quatro pares de elétrons. No entanto, o leitor pode ter notado que quando definimos os tipos de ligações covalentes, falamos apenas em ligações simples, duplas ou triplas. Voce leitor, pode estar pensando que o carbono, por poder realizar quatro ligações, faria uma ligação quádrupla, mas esse tipo de ligação **não existe**. Então, o que podemos concluir é que, para satisfazer o octeto eletrônico, a molécula do CO_2 realiza DUAS ligações DUPLAS. Vamos entender melhor observando a ilustração a seguir.

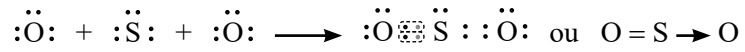


Para todos os exemplos apresentados, a regra do octeto foi atingida, ou seja, a configuração eletrônica se assemelhou a um gás nobre. No caso específico do carbono, ele possuía somente 4 elétrons, mas realizou o compartilhamento de elétrons com o oxigênio e, ao final, atingiu o octeto eletrônico (dois elétrons com o oxigênio do lado esquerdo e dois elétrons com o oxigênio do lado direito).

Para concluir, podemos sugerir que uma ligação covalente, em que há o **compartilhamento** de elétrons, também pode ser vista como uma ligação em que **os dois átomos possuem a capacidade de ganhar elétrons**. Essa característica é observada nos átomos localizados nas famílias 4A, 5A, 6A e 7A e no hidrogênio, pois esses elementos já estão com configuração próxima do octeto. De forma resumida, podemos afirmar que a ligação covalente ocorre entre dois átomos de não metais, ou semimetais, ou entre esses elementos e o hidrogênio.

5.1.2.2 Caso especial de ligação covalente

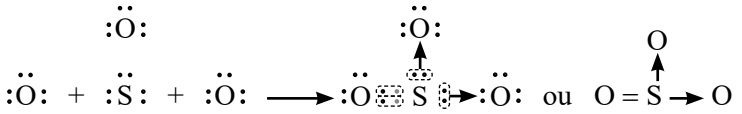
Para facilitar o entendimento dos casos especiais de ligação covalente, primeiramente precisamos observar um exemplo prático em que esse caso ocorre. Observaremos a seguir o esquema de ligação para a formação do dióxido de enxofre ou gás sulfuroso (SO_2).



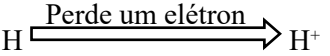
A primeira observação que precisa ser considerada é de que tanto o oxigênio quanto o enxofre estão localizados na família 6A e possuem seis elétrons na camada de valência. A segunda observação é que, para completar o octeto eletrônico, o enxofre faz uma ligação dupla com **apenas um átomo de oxigênio**. Até esse momento, o segundo átomo de oxigênio permanece com apenas 6 elétrons e não atingiu o octeto eletrônico. Nessa situação, ocorre uma ligação covalente chamada de **dativa** ou **coordenada**. Nessa situação, o enxofre que possui dois pares de elétrons não ligados compartilha um par de elétrons com o oxigênio, e esse compartilhamento é representado por uma seta apontando na direção do compartilhamento.

Note que, no esquema mostrado, o oxigênio da esquerda realiza uma dupla ligação com o enxofre e o oxigênio da direita apenas recebe um par de elétrons do enxofre por compartilhamento. Dessa forma, o oxigênio que não participou da dupla ligação contará com oito elétrons ao seu redor, perfazendo a regra do octeto.

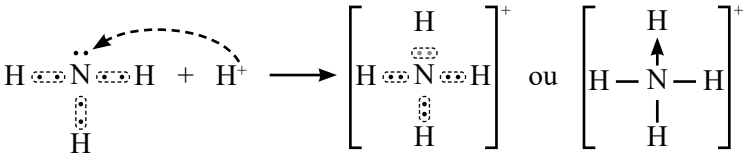
A mesma situação ocorre para a formação do trióxido de enxofre ou anidrido sulfúrico (SO_3).



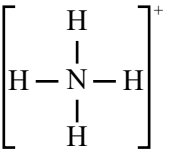
Outra situação especial de ligação covalente é encontrada na formação do íon NH_4^+. O cátion H^+ normalmente se liga a outros átomos por meio de ligações dativas. Perceba que estamos tratando do íon H^+ e não do átomo H.



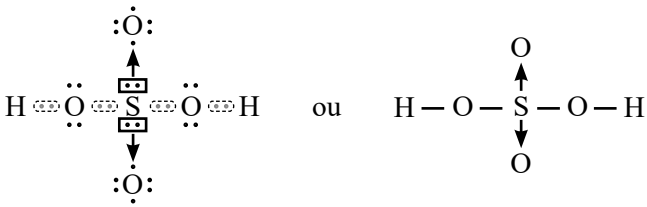
Nesse caso, a eletrosfera do H^+ está vazia, já que o hidrogênio perdeu o único elétron que ele tinha. Uma maneira de se estabilizar é receber dois elétrons de uma espécie "doadora", por meio de uma ligação dativa.



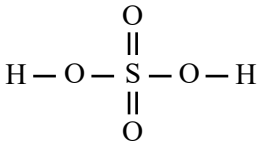
O nitrogênio realizou três ligações covalentes e atingiu o octeto eletrônico. Cada átomo de hidrogênio também realizou uma ligação e atingiu sua semelhança a um gás nobre. O cátion H+, que estava sem nenhum elétron, "recebeu" do nitrogênio, que tinha um par de elétrons sobrando e tornou-se eletronicamente estável. É importante ressaltar que após a formação do NH_4^+ não há diferenças entre as ligações formadas, mesmo sendo uma delas uma ligação coordenada (ou dativa). Portanto, a forma mais correta de representar essa molécula é:



A ligação dativa ou coordenada também é utilizada para a construção de algumas fórmulas estruturais que são representadas de forma genérica da seguinte maneira: H_xEO_y (H – hidrogênio, O – oxigênio, E – elemento central). Os compostos desse tipo são conhecidos como ácidos oxigenados. Nesse tipo de representação, os átomos de oxigênio aparecem diretamente ligados ao átomo central (E), enquanto os átomos de hidrogênio serão ligados aos átomos de oxigênio, dando origem a grupos OH. Um exemplo clássico é a formação do ácido sulfúrico:



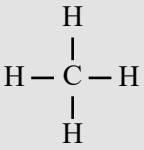
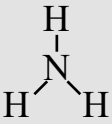
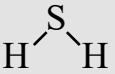
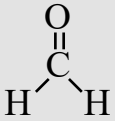
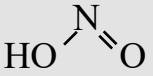
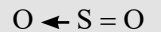
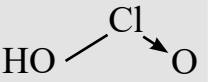
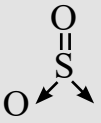
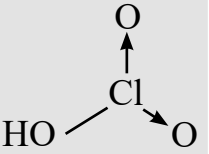
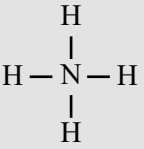
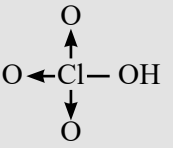
Com o passar dos anos, diversos estudos foram conduzidos e chegou-se à conclusão de que o comprimento de uma ligação covalente dativa se assemelha ao comprimento de uma ligação dupla. Por isso, foi criado um modelo chamado de **expansão da camada de valência**. Para o ácido sulfúrico, o enxofre (S) se estabiliza com 12 elétrons em sua camada de valência e a representação do H_2SO_4 passa a ser:



Conhecendo a localização dos elementos na tabela periódica, fica fácil identificar o número de ligações químicas que esse elemento pode fazer. Saber a família nos permite saber quantos elétrons há na camada de valência, e é com essa informação que identificamos a quantidade de ligações químicas possíveis de serem realizadas.

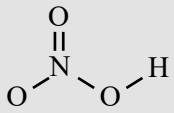
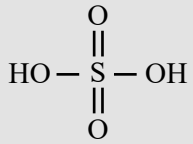
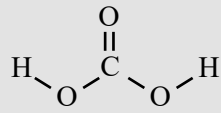
A tabela a seguir traz alguns exemplos de elementos químicos de acordo com sua localização e tipos de ligações que podem ser realizadas. Lembrando que a seta indica uma ligação coordenada (dativa). Para

facilitar a visualização, o compartilhamento de elétrons não é apresentado, apenas o traço (–) indica a formação de uma ligação.

Família 4A	Família 5A	Família 6A	Família 7A
 4 ligações simples	 3 ligações simples	 2 ligações simples	H – Cl 1 ligação simples
 2 ligações simples e 1 dupla	 1 ligação simples e 1 dupla	 1 ligação dupla e 1 especial	 1 ligação simples e 1 especial
N ≡ C – H 1 ligação simples e 1 tripla	N ≡ N 1 ligação tripla	 1 ligação dupla e 2 especiais	 1 ligação simples e 2 especiais
O = C = O 2 ligações duplas	 3 ligações simples e 1 especial	O = O → O 1 ligação simples e 1 especial	 1 ligação simples e 3 especiais

Tendo em vista tudo o que foi apresentado até o momento, podemos agora construir novas fórmulas estruturais. Considere a fórmula genera-

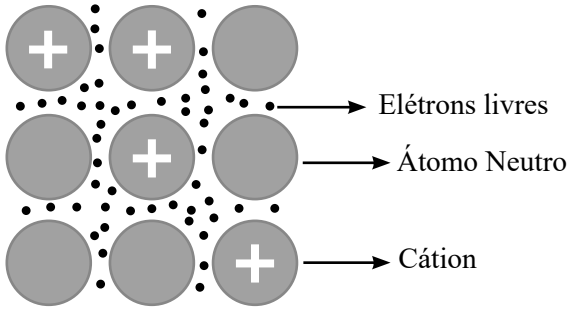
lista H_xEO_y, em que E corresponde ao elemento central da molécula, e observe os exemplos a seguir:

Ácido nítrico (HNO_3)	Ácido sulfúrico (H_2SO_4)	Ácido carbônico (H_2CO_3)
		

5.1.3 Ligações metálicas

Os metais apresentam algumas características que os tornam fáceis de serem reconhecidos. Uma delas é a propriedade de conduzir eletricidade. Outra característica é de que os metais em sua maioria são sólidos à temperatura ambiente (25 °C) e usualmente, eles possuem cor prateada. As exceções são o mercúrio, que é um metal líquido à temperatura ambiente, e o cobre (Cu) e o ouro (Au), que possuem cores diferentes: avermelhada e dourada, respectivamente.

Os elementos classificados como metais normalmente possuem de 1 a 3 elétrons na camada de valência, e estes estão afastados do núcleo, o qual por consequência atrai fracamente os elétrons. Essa característica leva à consequência de que esses elétrons acabam se afastando do átomo com facilidade e transitam livremente no espaço do retículo cristalino. Dessa forma, os átomos neutros podem perder elétrons e se transformam em cátions, conforme apresentado no esquema a seguir.



Em outras palavras, o metal pode ser considerado um aglomerado de átomos neutros e cátions circundado por uma **nuvem de elétrons livres**, também chamados de elétrons **deslocalizados**. Essa nuvem eletrônica atua como uma **ligação metálica**, mantendo os átomos unidos.

Devido a essa característica de deslocalização de elétrons, os metais possuem algumas características específicas que serão descritas a seguir.

- **Brilho metálico**: quando polidos, os metais refletem a luz como se fossem espelhos, e devido a essa característica muitas vezes são utilizados como objetos de decoração;
- **Condutibilidade**: os metais conduzem eletricidade e calor com grande eficiência. Isso está relacionado com a presença dos elétrons livres que permitem um trânsito rápido do calor pelo retículo metálico;
- **Maleabilidade**: propriedade relacionada aos metais de serem transformados em lâminas ou chapas metálicas;
- **Ductibilidade**: essa propriedade está ligada à capacidade de os metais serem transformados em fios. Aplicando uma certa força e pressão sobre o metal, as camadas dos átomos "deslizam", dando origem aos fios. O ouro é o metal mais dúctil que existe. Com 1 grama de ouro é possível obter um fio de 2 quilômetros de comprimento.

5.1.3.1 Ligas metálicas

São compostos que apresentam propriedades metálicas, formados por dois ou mais elementos, sendo que pelo menos um deles é um metal.

Geralmente, as propriedades das ligas metálicas são diferentes das propriedades dos metais isolados. Elas ainda apresentam características que os metais puros não têm, como por exemplo: redução do ponto de fusão (utilizados em alguns tipos de fusíveis), aumento da dureza (ouro comercializado nas joalherias – constituído de ouro, prata e cobre) e aumento da resistência mecânica (o aço, cuja constituição é ferro e carbono).

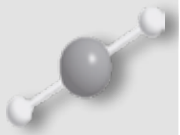
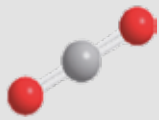
5.2 Geometria molecular

O conceito de ligações covalentes de Lewis que vimos até agora foi um passo muito importante para o desenvolvimento da química com um todo. Porém, essa teoria não explica como os átomos são organizados (arrumados) no espaço durante uma ligação química.

As moléculas são formadas por no mínimo dois átomos, podendo ter até milhares deles unidos por ligações químicas. A localização espacial do núcleo desses átomos irá determinar as diferentes **formas geométricas** das moléculas. Esse conceito é conhecido como **geometria molecular**, e normalmente as moléculas possuem geometria tridimensional.

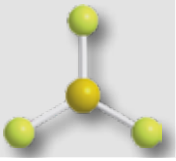
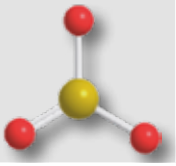
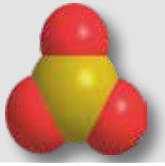
A partir de agora, vamos conhecer e entender as principais geometrias quando nos referimos a ligações químicas.

- Geometria linear

Fórmula Molecular	Disposição dos átomos	Orientação das nuvens eletrônicas	Tipo de estrutura molecular
H_2			Linear (plana)
HCl			Linear (plana)
MgH_2			Linear (plana)
CO_2			Linear (plana)

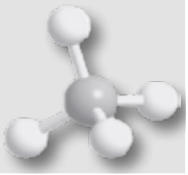
Fonte: elaborado pelo autor. Figuras de Shutterstock.com

- Geometria trigonal

Fórmula Molecular	Disposição dos átomos	Orientação das nuvens eletrônicas	Tipo de estrutura molecular
BF_3			Trigonal (plana)
SO_3			Trigonal (plana)

Fonte: elaborado pelo autor. Figuras de Shutterstock.com

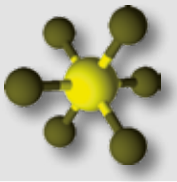
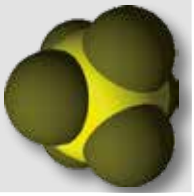
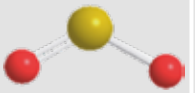
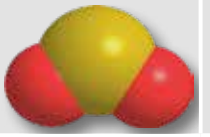
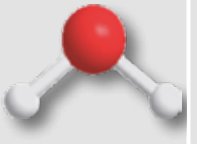
- Geometria tetraédrica

Fórmula Molecular	Disposição dos átomos	Orientação das nuvens eletrônicas	Tipo de estrutura molecular
CH_4			Tetraédrica

Fonte: elaborado pelo autor. Figuras de Shutterstock.com

- Outros casos de geometria

Fórmula Molecular	Disposição dos átomos	Orientação das nuvens eletrônicas	Tipo de estrutura molecular
PCl_5			Bipirâmide trigonal

Fórmula Molecular	Disposição dos átomos	Orientação das nuvens eletrônicas	Tipo de estrutura molecular
SF_6			Octaédrica
SO_2			Angular
NH_3			Piramidal
H_2O			Angular

Fonte: elaborado pelo autor. Figuras de Shutterstock.com

Para todos os casos apresentados, é possível observar que a terceira coluna, a qual mostra a orientação das nuvens eletrônicas, também indica o tamanho individual de cada átomo na molécula. Essa representação visa apresentar a forma mais realista de como seria a molécula.

Nos casos especiais mostrados, é interessante ressaltar especificamente a molécula do pentacloreto de fósforo (PCl_5). Considerando que o cloro está localizado na família 7A, imaginaríamos que os outros elementos da mesma coluna também pudessem realizar esse tipo de ligação. No entanto, o iodo, por exemplo, possui um volume atômico muito grande e não "há espaço" para que cinco átomos de iodo se posicionem ao redor do fósforo. A essa característica dá-se o nome de **impedimento espacial** ou **impedimento estérico**.

Outra observação importante que deve ser feita refere-se às moléculas de SO_2 e H_2O. Ao redor do átomo central observa-se apenas dois átomos, então, se esperaria uma geometria linear. Porém, devemos lembrar que também existem pares de elétrons não ligados, ou seja, "extras". Esses pares de elétrons exercem **repulsão eletrônica**, fazendo com que o ângulo entre as ligações seja maior. O mesmo efeito é observado para a molécula do NH_3. O par de elétrons que está disponível exerce repulsão e faz com que os átomos de hidrogênio sejam empurrados para baixo, conforme observado na imagem da molécula.

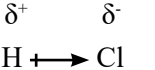
5.3 Polaridade das ligações químicas

Para estudar a polaridade das ligações, primeiramente precisamos relembrar alguns conceitos. Anteriormente vimos que ligação covalente significa o compartilhamento de um par de elétrons entre dois átomos. Também vimos que quando uma ligação ocorre entre dois átomos diferentes, um dos átomos tende a atrair para perto de si o par de elétrons compartilhado. No caso, o elemento mais eletronegativo irá atrair o elétron do átomo menos eletronegativo.

Na ligação entre H e Cl (H – Cl), o cloro é o elemento mais eletronegativo e irá atrair o par de elétrons. Nesse caso, dizemos que ligação covalente está polarizada, em outras palavras chamamos de ligação covalente polar.

Vejamos o exemplo do ácido clorídrico (HCl):

Outra maneira de representar a polaridade da ligação é representando o deslocamento do par de elétrons. A seta cortada indica o sentido do deslocamento dos elétrons; o sinal δ^+ representa a região na molécula com menor densidade de elétrons, enquanto o sinal δ^- representa a região com maior densidade eletrônica. A esse comportamento chamamos de dipolo elétrico e os sinais δ^+ e δ^- representam as cargas parciais positivas e negativas, respectivamente. Essa ligação é denominada **covalente polar**.



Em caso de ligações químicas envolvendo átomos iguais (Cl_2, H_2, F_2) não há atração do par de elétron para nenhum dos lados da molécula, sendo assim, a ligação é considerada **covalente apolar**.

5.3.1 Ligações polares a apolares

O conhecimento simultâneo dos tipos de ligações covalentes e do conceito de eletronegatividade nos permite determinar se a ligação é polar ou apolar por meio de um cálculo matemático simples.

No capítulo 4 vimos que cada elemento químico possui um valor específico de eletronegatividade. A diferença entre esses valores determina o tipo de ligação presente na molécula.

- **Ligações apolares**: são as ligações nas quais a diferença de eletronegatividade é igual ou muito próxima de zero. Vejamos os exemplos:

  Cloro (3,0): Cl – Cl → 3,0 – 3,0 = 0

  Oxigênio (3,5): O – O → 3,5 – 3,5 = 0

  Hidrogênio (2,1) / Telúrio (2,1): H – Te – H → 2,1 – 2,1 = 0

- **Ligações polares**: são ligações nas quais a diferença de eletronegatividade é diferente de zero. Exemplos:

  Hidrogênio (2,1) / Cloro (3,0): H – Cl → 3,0 – 2,1 = 0,9

  Iodo (2,5) / Flúor (4,0): I – F → 4,0 – 2,5 = 1,5 (essa ligação é mais eletronegativa que a apresentada no exemplo anterior.

Quando a diferença de eletronegatividade for superior a 1,7, a atração que os elétrons sofrem para o átomo mais eletronegativo é tão intensa que a ligação covalente se rompe e se torna uma ligação iônica.

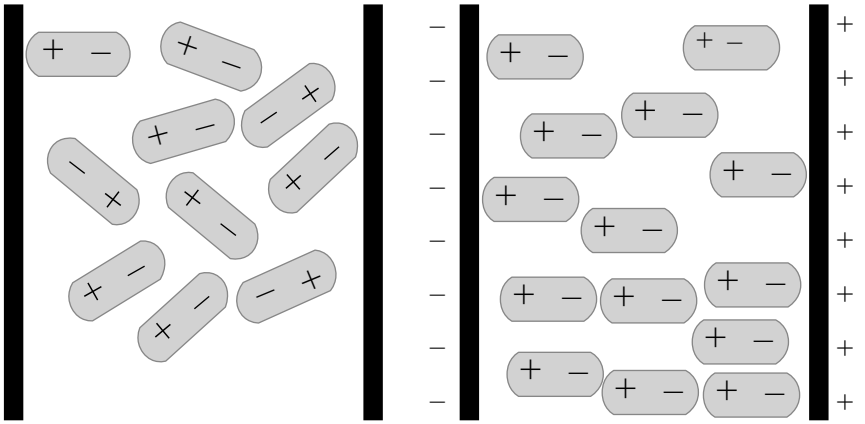
Exemplos:

Potássio (0,8) / Bromo (2,8): K – Br → 2,8 – 0,8 = 2,0 (ligação iônica)

Sódio (0,9) / Cloro (3,0): Na – Cl → 3,0 – 0,9 = 2,1 (ligação iônica)

5.3.2 Momento dipolar

Na presença de um campo elétrico externo, é possível observar que as moléculas polares se orientam enquanto as moléculas apolares não sofrem nenhum tipo de interferência.



O polo negativo da molécula é atraído pelo campo elétrico positivo, enquanto o polo positivo da molécula é atraído pelo polo negativo do campo elétrico.

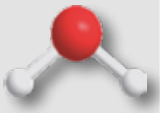
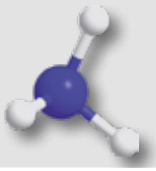
A capacidade da molécula se orientar está relacionada com sua eletronegatividade e com o comprimento da ligação química. Sendo assim, a medida da polaridade das moléculas é realizada pelo que se denomina **momento dipolar (μ)**. A unidade de medida do momento dipolar é dada em **debye (D)** e equivale a $3{,}33 \cdot 10^{-30}$ coulomb·metro.

5.3.3 Moléculas polares e apolares

Para se determinar o valor do momento dipolar (μ), dois fatores devem ser considerados:

1. conhecer a escala de eletronegatividade, o que nos permite determinar a orientação dos vetores de cada ligação polar;
2. conhecer a geometria da molécula, pois nos permite determinar a disposição espacial desses vetores.

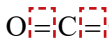
Para entender melhor, vejamos os exemplos apresentados a seguir:

Fórmula molecular	Representação	Geometria	Vetores	$\vec{\mu}$	Polaridade
HCl		$\overset{\delta^+}{H} - \overset{\delta^-}{Cl}$	$C \rightarrow Cl$ $\vec{\mu}$	$\vec{\mu} \neq 0$	Polar
CO_2		$\overset{\delta^-}{O} = \overset{\delta^+}{C} = \overset{\delta^-}{O}$	$O \leftarrow C \rightarrow O$ $\vec{\mu}\quad\vec{\mu}$	$\vec{\mu} = 0$	Apolar
H_2O		$\overset{\delta^-}{O}$ $H \quad H$ $\overset{\delta^+}{H} \quad \overset{\delta^+}{H}$	O $H \quad H$	$\vec{\mu} \neq 0$	Polar
NH_3		$\overset{\delta^-}{N}$ $H \quad H$ H $\overset{\delta^+}{H} \quad \overset{\delta^+}{H} \quad \overset{\delta^+}{H}$	N $H \quad H$ H	$\vec{\mu} \neq 0$	Polar

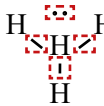
Fonte: elaborado pelo autor. Figuras de Shutterstock.com

Uma outra forma de simplificar o entendimento de polaridade é observar o número de nuvens eletrônicas e o número de átomos iguais presentes ao redor do átomo central.

- Se o número de nuvens eletrônicas for igual ao número de átomos iguais ligados, a molécula será **apolar**;
- Se o número de nuvens eletrônicas for diferente do número de átomos iguais ligados ao átomo central, a molécula será **polar**.

 → 2 nuvens eletrônicas/2 átomos iguais = apolar

→3 nuvens eletrônicas/2 átomos iguais = polar

 →4 nuvens eletrônicas/3 átomos iguais = polar

Em se tratando de polaridade das moléculas, temos que conhecer que a polaridade exerce influência nas propriedades das moléculas. Um dos principais exemplos que podemos observar é na solubilidade (miscibilidade). **Uma substância polar tende a solubilizar uma outra substância polar (exemplo da mistura água e álcool), enquanto uma substância apolar tende a solubilizar uma outra substância apolar (exemplo da mistura gasolina e querosene)**. De forma simples, podemos dizer que "semelhante dissolve semelhante".

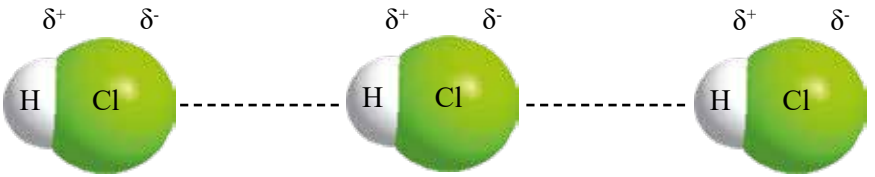
5.4 Forças (ligações) intermoleculares

Nos capítulos anteriores, estudamos algumas características dos compostos, dentre eles seus estados físicos (sólido, líquido ou gasoso). Compostos iônicos são sólidos em condições ambientes devido às forças elétricas que atraem seus cátions e ânions. Já as substâncias formadas por ligações covalentes podem ser sólidas, líquidas ou gasosas. A partir de agora, iremos entender um pouco mais esse tipo de interação que ocorre entre as moléculas (forças intermoleculares).

De forma geral, podemos dizer que quanto menor forem as forças intermoleculares, mais volátil será um composto e sua temperatura de ebulição será menor.

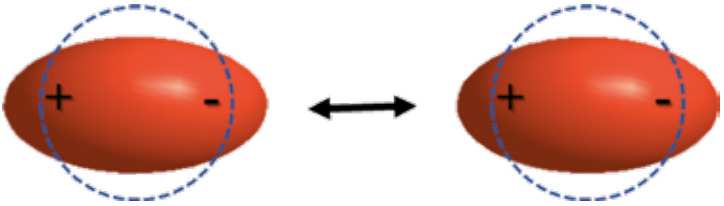
5.4.1 Forças dipolo permanente ou dipolo-dipolo

Esse tipo de força é característico de moléculas polares, nas quais os elétrons estão distribuídos assimetricamente, ou seja, estão concentrados em um lado da molécula. Em moléculas com dois átomos (diatômicas) o elemento mais eletronegativo atrai os elétrons, formando um campo dielétrico, onde a parte positiva de uma molécula irá atrair a parte negativa da outra e assim sucessivamente.



5.4.2 Forças de dipolo induzido ou Força de Van der Waals

Esse tipo de força de ligação está presente principalmente em moléculas apolares. Usualmente não há atração entre essas moléculas, porém, quando há a aproximação entre elas (ou átomos, com por exemplo os gases nobres) a nuvem eletrônica pode sofrer uma deformação, pois há repulsões e atrações entre os elétrons e os núcleos dos átomos. A deformação provocada é temporária, mas são formados dipolos instantâneos, ou seja, uma região da molécula fica temporariamente com uma maior quantidade de elétrons.



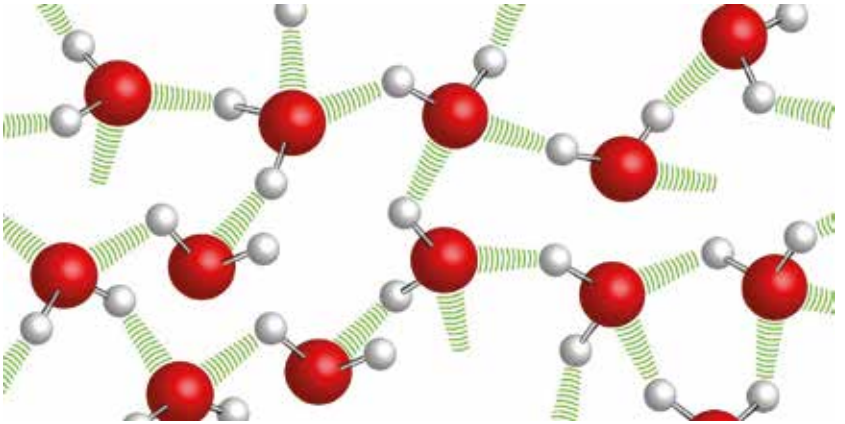
Mesmo sendo uma molécula apolar, ela apresenta muitos elétrons que se movimentam rapidamente e causam essa deformação temporária da nuvem eletrônica, pois os elétrons podem estar mais para um lado do que para o outro. Diz-se que a molécula está momentaneamente polarizada e por indução elétrica irá polarizar a molécula vizinha, causando o efeito do **dipolo induzido**.

Esse tipo de força também é chamado de Força de London, em homenagem ao cientista Fritz Wolfgang London que observou o comportamento dessas forças em moléculas apolares.

5.4.3 Ligações de hidrogênio

Ligações de hidrogênio são exemplos extremos de ligações dipolo-dipolo, uma vez que são muito mais fortes e intensas. Esse tipo de ligação ocorre em moléculas que apresentam átomos de hidrogênio ligados ao flúor, oxigênio e nitrogênio, cuja eletronegatividade é alta e são originados dipolos bastante acentuados. Observe a Figura 5.1 a seguir. Os traços da cor verde indicam a interação entre o hidrogênio de uma molécula com o oxigênio da molécula vizinha.

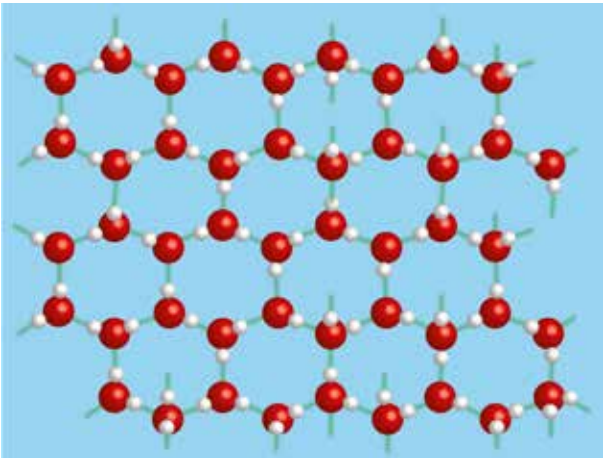
Figura 5.1 – Representação das ligações de hidrogênio que ocorrem em moléculas de água (H_2O)



Fonte: Shutterstock.com/magnetix

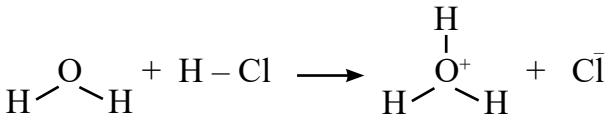
Quando a água está no estado sólido (gelo), as moléculas se organizam a fim de formar uma grade cristalina, organizada e mais espaçada do que no estado líquido, conforme apresentado na Figura 5.2.

Figura 5.2 – Representação da organização das moléculas de água no estado sólido, mostrando as interações de hidrogênio que ocorrem entre as moléculas



Fonte: Shutterstock.com/magnetix

Uma ligação de hidrogênio é cerca de dez vezes menos intensa que uma ligação covalente, porém em algumas situações particulares essa interação pode romper a ligação covalente. É o que podemos observar no exemplo a seguir:



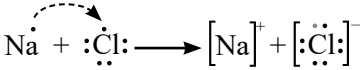
Esse fenômeno observado chama-se ionização dos ácidos, e ocorre quando um ácido é dissolvido em água. As espécies formadas são o hidrônio ou hidroxônio (H_3O^+) e o cloreto (Cl^-).

Outra característica relacionada às ligações de hidrogênio se refere à tensão superficial que a água e outros líquidos apresentam. As moléculas de água que estão no estado líquido atraem e são atraídas por moléculas vizinhas. Já as moléculas que estão na superfície são atraídas apenas por aquelas que estão ao seu lado ou abaixo. Assim, as moléculas se atraem mais fortemente e formam uma espécie de película na superfície da água.

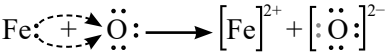
5.5 Oxidação e redução

Os fenômenos de **oxidação e redução**, também chamados de **oxirredução**, **oxi-red** ou **redox**, são eventos que envolvem a **transferência de elétrons entre os átomos**. Considerando que até então estudamos as ligações químicas nas quais ocorrem troca ou compartilhamento de elétrons, torna-se relevante estudarmos a partir de agora os fenômenos de oxirredução. Exemplos clássicos do nosso cotidiano envolvem reações de oxirredução: ferro enferrujado, descoloração de cabelos com água oxigenada, combustão de qualquer material, dentre outros.

Nas ligações iônicas, vimos que um átomo doa definitivamente um elétron a outro átomo.



No exemplo citado, o sódio sofre **oxidação** (doa um elétron), enquanto o cloro sofre **redução** (ganho de elétron). Vale ressaltar que os fenômenos de oxidação e redução ocorrem simultaneamente. A origem da palavra oxidação é de "reação com oxigênio" e esse fenômeno pode ser observado no exemplo a seguir.



A reação indicada mostra o fenômeno em que o ferro oxida (enferruja).

No caso de a reação ocorrer no sentido contrário, o fenômeno observado seria a redução, ou seja, voltar ao estado normal. Considerando o exemplo, o ferro enferrujado voltaria ao seu estado metálico.

Assim, as seguintes definições são apresentadas:

Saiba mais

Oxidação: envolve a perda de elétrons

Redução: envolve o ganho de elétrons

Fenômeno de oxirredução: reação onde há a transferência de elétrons

Os agentes que causam a oxidação são chamados de **oxidantes**. Nos exemplos mostrados, o cloro e o oxigênio são os agentes oxidantes. Já a redução é provocada por agentes **redutores**. Nos mesmos exemplos, o sódio e o ferro são os agentes redutores. Assim, temos como definição que:

Saiba mais

Oxidante: elemento ou substância que causa a oxidação (ele próprio está se reduzindo)

Redutor: elemento ou substância que promove a redução (ele próprio está se oxidando)

5.5.1 Número de oxidação

Para os compostos iônicos, o **número de oxidação (N_{ox})** é a própria carga elétrica do íon; em outras palavras, corresponde ao número de elétrons que o átomo perdeu ou ganhou.

Utilizando novamente os exemplos anteriores, temos que:

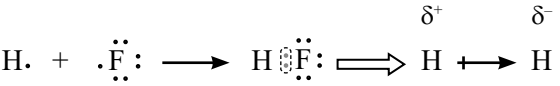
Na^+Cl^-: para o $Na^+ \rightarrow N_{ox} = +1$

para o $Cl^- \rightarrow N_{ox} = -1$

$Fe^{+2}O^{-2}$: para o $Fe+2 \rightarrow N_{ox} = +2$

para o $O-2 \rightarrow N_{ox} = -2$

Já no caso dos compostos covalentes, o comportamento é diferente, pois não há perda ou ganho de elétrons, e sim o compartilhamento. Porém, o conceito de número de oxidação pode ser utilizado para compostos covalentes. Diz-se que o N_{ox} seria **a carga elétrica teórica que o átomo pode adquirir caso houvesse a quebra da ligação covalente, mantendo os elétrons no átomo mais eletronegativo**.



Diante disso, podemos dizer que para o HF (ácido fluorídrico) o N_{ox} é:

HF: para o $H^+ \rightarrow N_{ox} = +1$

para o $F^- \rightarrow N_{ox} = -1$

Em outro exemplo, vamos avaliar o N_{ox} dos elementos na molécula de água. Considere que a fórmula H_2O envolve dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio. Além disso, pela tabela de eletronegatividade apresentada no capítulo anterior, sabemos que o oxigênio é mais eletronegativo, então, ele ficará com os dois elétrons (um elétron de cada hidrogênio ligado).

H_2O: para cada $H \rightarrow N_{ox} = +1$

para o $O \rightarrow N_{ox} = -2$

Como mencionado anteriormente, o oxigênio fica com os elétrons dos átomos de hidrogênio, portanto, o N_{ox} é igual a -2. No caso dos átomos de hidrogênio, cada átomo perdeu apenas um elétron, por isso $N_{ox} = +1$.

Saiba mais

Em resumo, dizemos que em íons simples o Nox é a carga elétrica do próprio íon. Em compostos moleculares, o Nox é a carga que o átomo iria receber caso houvesse a quebra da ligação e os elétrons ficassem com o elemento mais eletronegativo.

Alguns números de oxidação (N_{ox}) são bastante comuns; por isso, vamos listar alguns exemplos:

a) o número de oxidação de um elemento ou substância simples é sempre zero;

b) em substâncias compostas:

- O N_{ox} do hidrogênio é sempre +1 (com exceção de hidretos metálicos, em que o N_{ox} é -1);
- O N_{ox} do oxigênio é sempre -2 (exceto em peróxidos, em que o N_{ox} é -1).

c) nas colunas A da tabela periódica, é possível prever o N_{ox} dos elementos conforme tabela a seguir:

Coluna	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A
N_{ox} máximo	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
N_{ox} mínimo				–4	–3	–2	–1

5.5.2 Cálculo do número de oxidação

Em uma molécula, **a soma do N_{ox} dos átomos deve ser sempre igual a zero**. Para facilitar o entendimento, vamos observar o exemplo do ácido fosfórico (H_3PO_4):

H_3	P	O_4		
3 x (+1) = 3	***X***	4 x (-2) = –8	3 + x – 8 =0	X = +5

Outros exemplos:

H_2	S	O_4		
2 x (+1) = 2	***X***	4 x (–2) = –8	2 + x – 8 = 0	X = +6

K_2	Cr_2	O_7		
2 x (+1) = 2	***2X***	7 x (-2) = –14	2 + 2X – 14 = 0	X = +6

Em elementos que formam íons compostos, devemos considerar que a soma de todos os números de oxidação deve ser igual à carga elétrica do íon, e **não** igual a zero.

Por exemplo, no NH_4^+, a soma não será zero, será +1. Vejamos os detalhes:

N	H_4^+			
X	4 x (+1) = 4	Soma = +1	X + 4 = +1	X = –3

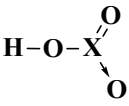
Outros exemplos:

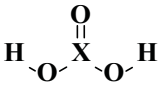
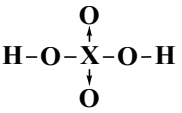
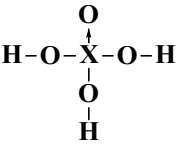
P_2	O_7^{4-}			
2X	7 x (–2) = –14	Soma = –4	2X – 14 = -4	X = +5

Mn	O_4^-			
X	4 x (–2) = –8	Soma = –1	X – 8 = –1	X = +7

Atividades

1. (UCS-RS) Nas fórmulas estruturais a seguir, o átomo representado pela letra X corresponde a qual elemento químico?

I.		Resposta:

II.		Resposta:
III.		Resposta:
IV.		Resposta:

2. (UNIP-SP adaptado) Sabendo que os pares de elétrons promovem o efeito de repulsão, escreva as fórmulas de Lewis dos seguintes compostos e identifique a geometria das moléculas obtidas.

a) CCl_4

b) SO_3

c) SF_6

d) SO_2

e) AsH_3

3. Na reação apresentada a seguir, indique qual o N_{ox} dos átomos e identifique qual o agente redutor e o agente oxidante:

$$\mathbf{SnCl_2 + Cl_2 \rightarrow SnCl_4}$$

4. Determine o estado de oxidação dos íons a seguir:

a) IO_3^-

b) MnO_3^{2-}

c) CrO_4^{2-}

d) $PtCl_6^{2-}$

6

Ácidos e bases

Se fosse possível classificar quais são as funções mais importantes da química, certamente os ácidos e bases ocupariam uma posição de destaque. Como tudo na vida precisa de uma organização e classificação, em química não poderia ser diferente.

Milhares de substâncias são conhecidas e diariamente novas delas são descobertas. Por isso, organizá-las e classificá-las é fundamental. Em química, essa divisão das substâncias se dá inicialmente de acordo com as semelhanças – ou diferenças – e seu agrupamento é feito por famílias. Essas famílias são conhecidas como **funções**.

Das diversas funções da Química Inorgânica, as funções **ácido** e **base** serão apresentadas nesse capítulo. Elas fazem parte da vida no planeta e estão presentes na maioria dos componentes do reino animal. Somente na água é possível encontrar carbonatos, bicarbonatos, fosfatos, cloretos e muitos outros grupamentos que estão inseridos no conceito de ácido e base.

Não obstante, as funções ácido e base vêm sendo estudadas muitos séculos atrás. O próprio significado das palavras "ácido" e "base" é originário das épocas medievais. O termo "ácido" vem da palavra *acidus*, que significa azedo. Sua relação está diretamente conectada ao sabor característico do vinagre, que é composto por ácido acético. Já a palavra "base", que também é conhecida pela denominação álcali, tem sua origem no termo de origem árabe *alkali*, que está relacionado com a palavra cinzas, já que as cinzas, quando em solução aquosa, se tornam básicas, devido a sua composição apresentar carbonatos.

Por esses e outros motivos, nesse capítulo falaremos de duas funções importantes da química, suas propriedades, classificações, nomenclatura e fórmulas e, nos próximos capítulos, abordaremos as demais funções que são igualmente importantes para o nosso cotidiano.

6.1 O reconhecimento das funções orgânicas e inorgânicas

Desde o início da era científica, com a descoberta do átomo e de seus componentes até os dias atuais, um dos principais objetivos dos cientistas é entender e classificar os compostos, para que toda a comunidade possa entender de forma igual o comportamento de cada espécie.

Uma das primeiras maneiras de classificar os compostos foi apresentada de acordo com sua origem na natureza. Inicialmente, essa divisão foi feita em duas grandes áreas: **inorgânicos** (ou minerais) e **orgânicos**. Os compostos **inorgânicos** recebiam essa denominação por serem **originados dos minerais**, enquanto os compostos **orgânicos** tinham sua **origem em organismos vivos** (vegetais ou animais).

Posteriormente, descobriu-se que todas as substâncias orgânicas continham em sua composição carbono, e a definição foi atualizada – diz-se agora que compostos orgânicos são aqueles que contêm carbono, enquanto os inorgânicos são aqueles formados pelos demais elementos químicos.

Como para toda regra há uma exceção, alguns compostos contendo carbono possuem propriedades que os caracterizam como compostos inorgânicos: CO, CO_2, Na_2CO_3, KCN.

Dentro da classificação de compostos inorgânicos, há ainda a subdivisão em outras classes. São elas: ácidos, bases, sais e óxidos. A partir de agora, veremos cada uma delas detalhadamente.

6.1.1 Teoria da dissociação iônica de Arrhenius

Enquanto trabalhava em uma universidade da Suécia, o pesquisador Svant August Arrhenius realizou diversos experimentos que envolviam a passagem de corrente elétrica através de soluções aquosas. De forma preliminar, ele observou que algumas soluções conduziam corrente elétrica, enquanto outras não. Por meio de um experimento simples ele observou que as soluções contendo íons conduziam corrente elétrica.

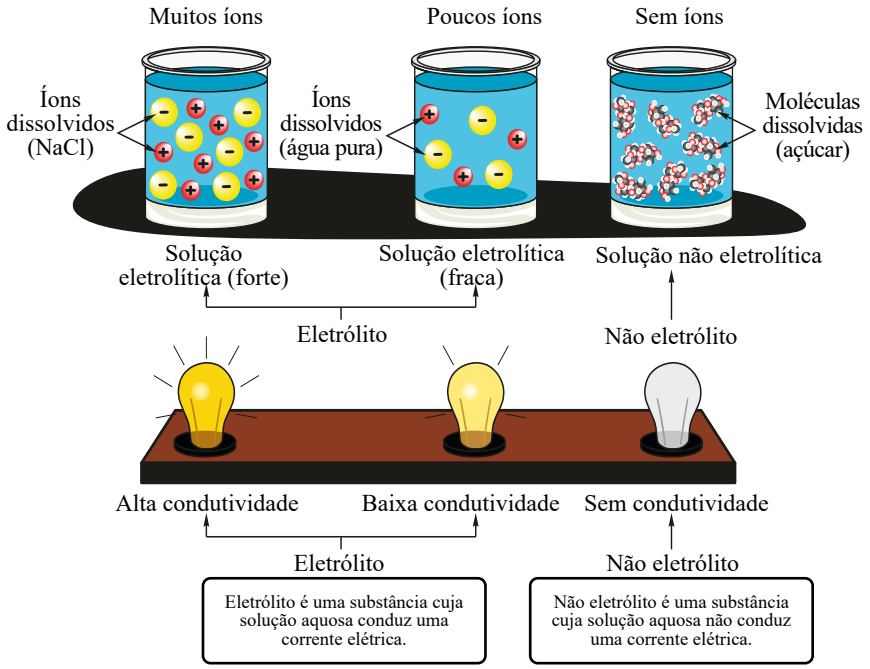
Na prática, o experimento pode ser descrito da seguinte forma: água + açúcar ou água + sal.

A água com açúcar (ou outros não eletrólitos) não conduz eletricidade. O açúcar, quando dissolvido na água, se divide em moléculas formadas por $C_{12}H_{22}O_{11}$, que nada mais é do que a sacarose. Essa molécula é eletricamente neutra e não apresenta sensibilidade a corrente elétrica, ou seja, não conduz eletricidade.

Já no caso da solução contendo água + sal, quando dissolvidos na água formam Na^+ e Cl^-, que são íons. Os cátions (íons positivos) se alinham em direção ao polo negativo, enquanto os ânions (íons negativos) se alinham na direção do polo positivo. Esse alinhamento dos íons permite que a corrente elétrica seja conduzida na solução.

Na Figura 6.1 podemos observar esse comportamento de três formas: szolução salina contendo íons, água pura e solução formada por água e açúcar.

Figura 6.1 – Exemplos de soluções contendo eletrólitos e não eletrólitos, evidenciando a passagem de corrente elétrica



Fonte: Shutterstock.com/udaix

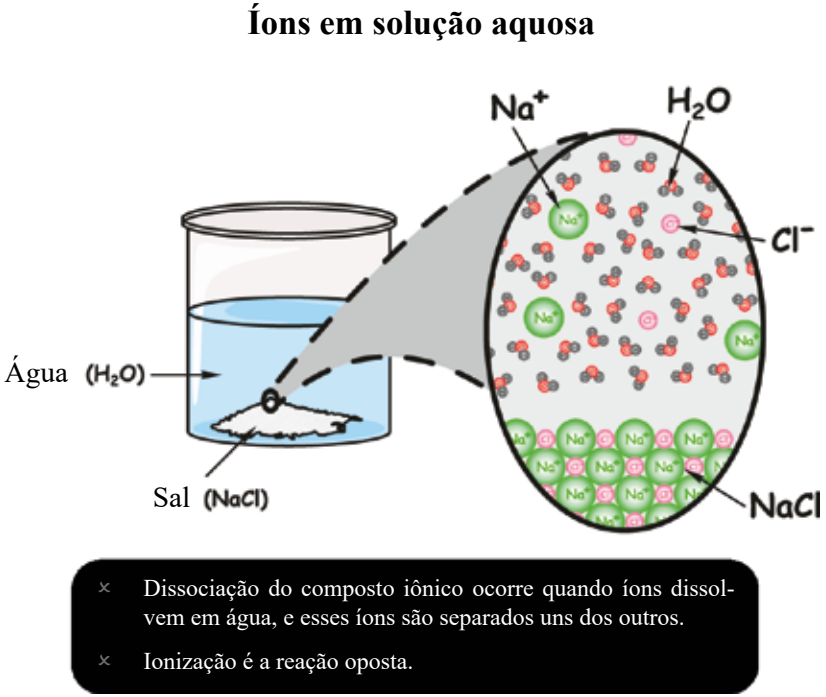
Observando a Figura 6.1 é possível notar que a água pura também conduz eletricidade. Isso se deve ao fato de que alguns íons são naturalmente encontrados na água. Dentre eles, podem ser encontrados o sódio, o cálcio, o bário, os cloretos, os fluoretos e outros mais.

O fato de os íons apresentarem característica de condutividade elétrica está relacionado ao fato de eles se **dissociarem** em água.

Substâncias denominadas não eletrólitos são sempre compostos moleculares (por exemplo o açúcar). Já os eletrólitos podem ser substâncias moleculares ou iônicas. No caso do sal de cozinha, esse composto já é formado por íons (Na^+ e Cl^-). O que acontece na água é a separação desses íons que já existiam. A essa separação é dado o nome de **dissociação iônica** ou **dissociação eletrolítica**.

A Figura 6.2 representa o processo de dissociação do cloreto de sódio (NaCl) em água.

Figura 6.2 – Representação da dissociação do NaCl em água esquematizando as moléculas de água e os íons Na^+ e Cl^-



Fonte: Shutterstock.com/udaix

Não somente o cloreto de sódio conduz eletricidade, mas sim todos os compostos que formam íons. Dentre eles, os íons originados pela ionização dos ácidos, como por exemplo o ácido clorídrico – HCl, e íons formados a partir de bases, como por exemplo o hidróxido de sódio – NaOH.

Ao analisarmos o caso do ácido clorídrico, por exemplo, temos a seguinte observação:

$$H{-}Cl \xrightarrow{\text{Água}} H^+ + Cl^-$$

A "quebra" da molécula em H^+ e Cl^- recebe o nome de ionização.

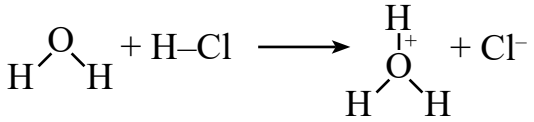
Algumas moléculas se ionizam com mais facilidade do que as outras. No caso do HCl, de cada 100 moléculas que são adicionadas à água, 92 se ionizam, formando H^+ e Cl^-. Já no caso do ácido fluorídrico (HF), de cada 100 moléculas adicionadas à água, apenas 8 se ionizam, formando H^+ e F^-.

O **grau de ionização (α)**, grandeza que mede quanto um ácido se ioniza, é calculado pela razão entre o número de moléculas ionizadas pelo número de moléculas dissolvidas:

$$\alpha = \frac{\text{número de moléculas ionizadas)}}{\text{(número de moléculas dissolvidas)}}$$

Quando o valor for próximo a zero, diz-se que a substância ionizada é um **eletrólito fraco**. Quando o valor for elevado (próximo a 100%), diz-se que é um **eletrólito forte**.

No capítulo anterior, estudamos as forças intermoleculares; vimos que existem as ligações de hidrogênio. As ligações de hidrogênio ocorrem geralmente em moléculas contendo hidrogênio ligado a flúor, oxigênio e nitrogênio. Essa observação é importante, pois as moléculas de água possuem hidrogênio e oxigênio e os ácidos possuem átomos de hidrogênio. Sendo assim, temos que lembrar que as ligações de hidrogênio podem romper as ligações covalentes e então a representação da 'quebra" da ligação de um ácido pode ser realizada da seguinte maneira:



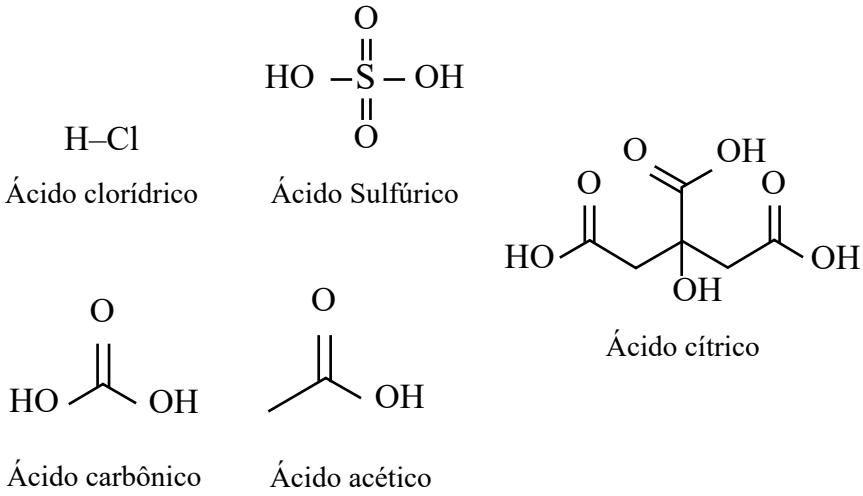
Nesse caso, as espécies formadas são denominadas hidrônio (H_3O^+) e cloreto (Cl^-).

Devemos observar que os conceitos de ionização e dissociação iônica possuem algumas diferenças. Na ionização, a água atua como um reagente, sendo fundamental na separação dos íons. Já na dissociação iônica, a água apenas promove a separação dos íons que já existiam no aglomerado iônico.

6.2 Ácidos

Muito mais comuns do que imaginamos, os ácidos estão presentes em nosso cotidiano. O vinagre, por exemplo, é formado por ácido acético; o suco de limão contém ácido cítrico; a bateria de automóveis contém ácido sulfúrico; refrigerantes contêm ácido carbônico; o suco gástrico contém ácido clorídrico, e assim por diante.

Figura 6.3 – Exemplos de ácidos encontrados no nosso cotidiano



Fonte: elaborada pelo autor.

De acordo com a definição de Arrhenius, **ácidos são compostos que em solução aquosa sofrem ionização, produzindo como único cátion apenas o íon hidrogênio (H^+)**.

Sendo assim, o cátion H^+ é conhecido como o radical funcional dos ácidos, uma vez que é uma propriedade única desse tipo de substância.

A fórmula genérica da ionização dos ácidos é apresentada a seguir:

$$H_xA \xrightarrow{\text{Água}} H^+_{(aq)} + A^{x-}_{(aq)}$$

Exemplos práticos são apresentados a seguir:

$$H{-}Cl \xrightarrow{\text{Água}} H^+ + Cl^-$$

$$HNO_3 \xrightarrow{\text{Água}} H^+ + NO_3^-$$

$$H_2NO_4 \xrightarrow{\text{Água}} H^+ + SO_4^{2-}$$

Porém, como já sabemos, a definição de Arrhenius é parcialmente incorreta, então, em solução aquosa, o cátion H^+ é apresentado junto à molécula de água, formando o íon hidrônio (H_3O^+), conforme representado a seguir:

$$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

$$HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NO_3^-$$

$$H_2NO_4 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + SO_4^{2-}$$

6.2.1 Classificação dos ácidos

Existem várias classificações para os tipos de ácido existentes. A primeira delas se refere ao número de hidrogênios ionizáveis, ou seja, à quantidade de H^+ formado durante a ionização.

- **Monoácidos**: na ionização, apenas **um H^+** (HCl, HBr, HNO_3 etc.);
- **Diácidos**: na ionização são produzidos **dois H^+** (H_2SO_4, H_2CO_3 etc.);
- **Triácidos**: na ionização são produzidos **três H^+** (H_3PO_4, H_3BO_3 etc.);
- **Tetrácidos**: na ionização são produzidos **quatro H^+** ($H_4P_2O_7$, H_4SiO_4 etc.).

De forma generalista, ácidos que possuem mais de dois hidrogênios ionizáveis são também chamados de **poliácidos**.

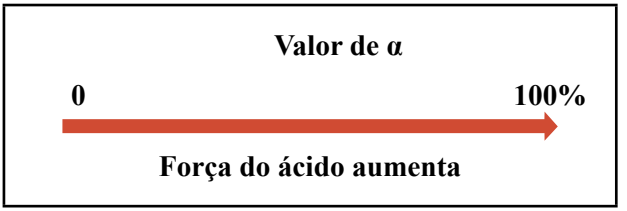
Outra classificação se relaciona com a presença ou ausência de oxigênio na molécula. São chamados então de:

- **hidrácidos** – ácidos que não possuem oxigênio na molécula (HCl, HBr, HF, H_2S etc.);
- **oxiácidos** – ácidos que possuem oxigênio na molécula (HNO_3, H_2SO_4, H_2CO_3 etc.).

Observação: nos hidrácidos, todos os hidrogênios presentes na molécula são ionizáveis.

A última classificação dos ácidos é referente ao grau de ionização (α).

- **Ácidos fortes**: valor de α maior que 50 %. Exemplos: HCl (α = 92%); H_2SO_4 (α = 61%);
- **Ácidos semifortes ou moderados**: valor de α entre 5 e 50%. Exemplos: HF (α = 8%);
- **Ácidos fracos**: valor de α menor que 5%. Exemplos: HCN (α = 0,008%); H_2CO_3 (α = 0,18%).



Outra maneira simplificada de determinar a força do ácido é pela diferença entre o número de átomos de oxigênio pelo número de átomos de hidrogênio **ionizáveis**.

*X = nº de átomos de O –nº de átomos de **H** ionizáveis*

De acordo com o valor de X determinado nessa subtração, podemos dizer que:

X = 2 ou 3 → ácido forte

X = 1 → ácido semiforte ou moderado

X = 0 → ácido fraco

Exemplos:

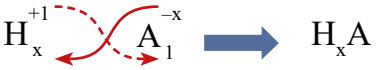
H_2SO_4: 4 – 2 = 2 → ácido forte

$HBrO_4$: 4 – 2 = 3 → ácido forte

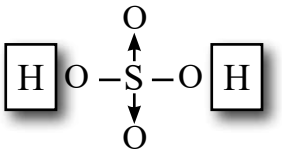
H_3PO_4: 4 – 3 = 1 → ácido moderado

H_4SiO_4: 4 – 4 = 0 → ácido fraco

A maneira com a qual as fórmulas dos ácidos são escritas também segue uma regra que devemos conhecer. De início, devemos lembrar que todo ácido é formado pelo cátion H^+ e por um ânion ou radical cuja carga é negativa (Cl^-, F^-, NO_3^- etc.). Além disso, devemos observar que a carga do cátion deve anular a carga do ânion, para que a molécula apresente carga total neutra. Dessa forma, a regra geral de formulação dos ácidos deve ser a seguinte:



Em **oxiácidos**, devemos considerar que **os hidrogênios ionizáveis são aqueles que não estão ligados diretamente ao átomo central**, ou seja, estão conectados à molécula devido a sua ligação com o oxigênio. Esses átomos de oxigênio estão conectados ao átomo central por ligações covalentes.



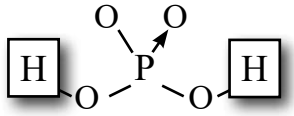
Na molécula do ácido sulfúrico (H_2SO_4) apresentada anteriormente, observa-se que os átomos de hidrogênio estão conectados ao átomo central através dos átomos de oxigênio, e não há átomos de hidrogênio ligados diretamente ao elemento central. Sendo assim, o ácido sulfúrico é um diácido. A ionização não ocorre em uma única etapa. Apenas um H^+ é liberado em cada etapa, por isso, a ionização do ácido sulfúrico é representada genericamente da seguinte maneira:

$$1^{a}\text{ etapa: } H_2NO_4 \xrightarrow{\text{Água}} H^+ + HSO_4^-$$

$$2^{o}\text{ etapa: } HSO_4^- \xrightarrow{\text{Água}} H^+ + SO_4^{2-}$$

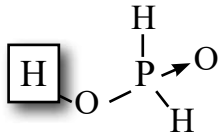
$$\text{Equação total: } H_2SO_4^- \xrightarrow{\text{Água}} 2H^+ + SO_4^{2-}$$

Já no caso do ácido fosforoso (H_3PO_3), observamos um comportamento diferente. Vamos entender analisando a figura a seguir:



Nesse exemplo, **apenas dois hidrogênios são ionizáveis**. O terceiro átomo de hidrogênio está diretamente ligado ao átomo central (fósforo – P) e não é ionizável. Esse caso é considerado um diácido.

A mesma consideração vale para o ácido hipofosforoso (H_3PO_2).



No caso do ácido hipofosforoso, apenas um hidrogênio é ionizável, ou seja, é um monoácido.

6.2.2 Nomenclatura dos ácidos

Você, leitor, deve ter notado que desde que começamos a falar de ácidos, várias nomenclaturas foram apresentadas. Essa variação ocorre devido às várias características dos ácidos, dentre elas destacam-se a presença ou não de oxigênio e o número de oxidação.

- **Hidrácidos**

  São ácidos que não possuem oxigênio em sua estrutura. Sua nomenclatura terá sempre a terminação **ídrico**.

ÁCIDO_____nome do ânion_____ÍDRICO

Exemplos:

HCl = Ácido clor**ídrico**

HBr = Ácido brom**ídrico**

HF = Ácido fluor**ídrico**

H_2S = Ácido sulf**ídrico**

HCN = Ácido cian**ídrico**

× **Oxiácidos**

São os ácidos que possuem oxigênio em sua estrutura. Sua nomenclatura terá a terminação **ICO**.

ÁCIDO_____nome do elemento_____ICO

Exemplos:

H_2SO_4 = Ácido sulfúr**ico**

H_2CO_3 = Ácido carbôn**ico**

H_3PO_4 = Ácido fosfór**ico**

H_3BO_3 = Ácido bór**ico**

Existem casos em que os ácidos formam dois oxiácidos. Nessas situações, o valor do número de oxidação muda e com isso muda a nomenclatura do ácido.

Ácido	N_{ox} do Nitrogênio (N)	Nomenclatura
HNO_3	+5	Ácido nítr**ico**
HNO_2	+3	Ácido nitr**oso**

Ácido	N_{ox} do Enxofre (S)	Nomenclatura
H_2SO_4	+6	Ácido sulfúr**ico**
H_2SO_3	+4	Ácido sulfur**oso**

Sendo assim, a nomenclatura é dada de acordo com o maior e o menor número de oxidação:

ÁCIDO nome do elemento **ICO**	N_{OX} maior
ÁCIDO nome do elemento **OSO**	N_{OX} menor

Há também uma outra maneira de identificar e nominar os ácidos, desde que se saiba qual é o ácido padrão que originou os demais.

	Ácido **PER**	Nome do elemento	**ICO**	+1 átomo de O em relação ao padrão
Ácido Padrão	Ácido	Nome do elemento	**ICO**	
	Ácido	Nome do elemento	**OSO**	- 1 átomo de O em relação ao padrão
	Ácido **HIPO**	Nome do elemento	**OSO**	- 2 átomos de O em relação ao padrão

Dessa maneira, a tabela a seguir apresenta alguns exemplos de nomenclatura:

Fórmula molecular	Nomenclatura
$HClO_4$	Ácido **per**clór**ico**
$HClO_3$ (PADRÃO)	Ácido clór**ico** (PADRÃO)
$HClO_2$	Ácido clor**oso**
HClO	Ácido **hipo**clor**oso**

Por fim, há variação na nomenclatura de acordo com o grau de hidratação da molécula. O grau de hidratação pode receber três sufixos diferentes: ORTO, PIRO e META, sendo que o ORTO é considerado o ácido na forma padrão e não é necessário aparecer na nomenclatura.

ORTO	2 moléculas do **orto** menos uma molécula de H_2O	PIRO
	1 molécula do **orto** menos uma molécula de H_2O	META

Exemplo usando como padrão a molécula do ácido fosfórico:

H_3PO_4 Ácido fosfórico (orto)	$2\ H_3PO_4 - 1\ H_2O$	$H_4P_2O_7$ Ácido **piro**fosfórico
	$1\ H_3PO_4 - 1\ H_2O$	HPO_3 Ácido **meta**fosfórico

Os ácidos são ainda classificados em **voláteis** ou **fixos**. Ácidos voláteis são aqueles que possuem facilidade em passar do estado líquido para o gasoso e são a maioria dos ácidos que conhecemos. O ácido acético é um exemplo que observamos no nosso cotidiano. Ao abrirmos uma garrafa contendo vinagre, podemos identificar facilmente o cheiro característico. Esse cheiro é devido à volatilização do ácido acético. Outros ácidos voláteis são o HF, HCl, HCN etc.

Já os ácidos fixos são aqueles pouco voláteis, ou seja, que apresentam maior resistência para passarem do estado líquido para o gasoso. Os mais comuns são o H_2SO_4 e o H_3PO_4.

6.2.3 Propriedades dos ácidos

Vimos até então que os ácidos apresentam-se potencialmente como condutores de eletricidade quando estão em solução aquosa. Além disso, os ácidos possuem sabor característico azedo.

Quando os ácidos reagem com alguns metais, há a formação de gás hidrogênio (H_2) e o sal do metal. O H_2 é incolor e em contato com o ar forma uma mistura explosiva. Uma fonte de calor próxima a uma reação entre um metal e um ácido pode causar explosão devido à reação entre o hidrogênio e o ar atmosférico. A reação é apresentada a seguir:

$$H_{2\,(g)} + 1/2\ O_{2\,(g)} \longrightarrow H_2O_{\,(v)}$$

Já no caso da reação dos ácidos com carbonatos e bicarbonatos, há a liberação de gás carbônico. Vejamos o exemplo da reação do ácido clorídrico com o bicarbonato de sódio.

$$NaHCO_{3\,(s)} + HCl_{\,(aq)} \longrightarrow NaCl_{\,(aq)} + H_2O_{\,(l)} + CO_{2\,(g)}$$

6.2.4 Principais ácidos e suas aplicações

Alguns ácidos são mais comuns e por isso acabam se tornando mais importantes do que outros. Os principais são os ácidos clorídrico, sulfúrico, fluorídrico e nítrico.

O HCl puro, chamado de gás clorídrico, é um gás incolor, bastante solúvel em água e muito tóxico. Em solução aquosa, sua concentração máxima é 38% e ele dá origem ao ácido clorídrico, que é uma solução incolor, fumegante, bastante corrosiva e muito tóxica. Ele é utilizado na fabricação de corantes, na hidrólise de amidos, na produção de tintas e no tratamento de couros. No cotidiano, o HCl pode ser encontrado diluído em soluções de limpeza, conhecido por ácido muriático, que é a forma impura do HCl.

O ácido sulfúrico, bastante popular e conhecido por medir o desenvolvimento industrial de um país, é um líquido oleoso, incolor, denso e solúvel em água. Ele é utilizado na produção de fertilizantes agrícolas, limpeza de metais, refino de petróleo, em baterias de automóveis e na produção de outros ácidos (HNO_3, H_3PO_4 etc).

O ácido nítrico também é corrosivo, tóxico, solúvel em água e incolor. É bastante utilizado na produção de compostos orgânicos, fertilizantes e na produção de explosivos.

Por sua vez, o ácido fluorídrico é um líquido incolor, fumegante, corrosivo ao vidro e altamente corrosivo à pele. Seu manuseio deve ser feito com muito cuidado. Seu uso é relacionado com a corrosão de vidro para decoração (vidros foscos) e marcação do chassi dos carros nos vidros.

6.3 Bases ou hidróxidos

Os hidróxidos, também chamados de bases, são bastante comuns no cotidiano das pessoas. São conhecidos por possuir sabor adstringente – que "amarra a boca" – mas essa é uma característica que não deve ser considerada na avaliação de uma base, devido a sua periculosidade.

As bases são utilizadas em soluções de limpeza, como a solução de hidróxido de sódio (NaOH), que é usada para desentupir pias, e o hidróxido de amônio (NH_4OH), encontrado no sal amoníaco e até mesmo em medicamentos, como o popularmente conhecido leite de magnésia (hidróxido de magnésio – $Mg(OH)_2$) que é utilizado para combater a acidez estomacal.

Arrhenius definiu uma base como sendo um **composto que libera como íon negativo apenas o ânion hidróxido (OH^-) durante a dissociação iônica**. Esse ânion também é chamado de **oxidrila** ou **hidroxila**.

A propriedade que define a base é a presença do radical funcional OH^-.

$$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$$

$$Al(OH)_3 \longrightarrow Al^{3+} + 3\ OH^-$$

Genericamente, as bases são formadas por um metal, que representa o radical positivo da molécula ligado a uma hidroxila (OH^-). Como exceção temos o NH_4OH, que é a única base não metálica existente.

Assim como os ácidos, as bases possuem classificações que serão apresentadas no tópico a seguir.

6.3.1 Classificação das bases

A primeira subdivisão das bases ocorre de acordo com o número de hidroxilas (OH^-) presentes nas moléculas. Elas são:

- **monobases** – possuem apenas uma hidroxila (NaOH, KOH, LiOH etc.);
- **dibases** – possuem duas hidroxilas na estrutura ($Mg(OH)_2$, $Ca(OH)_2$ etc.);
- **tribases** – possuem três hidroxilas na estrutura ($Al(OH)_3$, $Fe(OH)_3$ etc.);
- **tetrabases** – possuem quatro hidroxilas na estrutura ($Sn(OH)_4$, $Pb(OH)_4$ etc.).

O máximo de hidroxilas que pode ser encontrado em uma base é quatro.

O grau de dissociação iônica (α), outra divisão da classificação das bases, está diretamente relacionado com a solubilidade das espécies em água. Sendo assim, **quanto maior a força de uma base, maior será seu grau de dissociação em água** e ela será uma base **forte**. Porém, se uma base for pouco solúvel em água, seu grau de dissociação será menor e ela será considerada uma base **fraca**.

- **Bases fortes**: o grau de dissociação é próximo de 100%. São bases fortes aquelas formadas pelos **metais alcalinos**, como KOH, NaOH, e pelos **metais alcalinoterrosos** ($Ba(OH)_2$, $Ca(OH)_2$ etc.) que possuem por característica natural serem compostos iônicos. O $Mg(OH)_2$, excepcionalmente, é considerado uma base fraca.
- **Bases fracas**: são aquelas cujo grau de dissociação é menor que 5%. Constituem bases fracas o NH_4OH e os hidróxidos dos metais em geral, que são compostos moleculares (com exceção os metais da família 1A e 2A).

Quanto à solubilidade em água, que foi brevemente comentado anteriormente, as bases são subdivididas em três classes:

- **solúveis** – são as bases formadas pelos metais alcalinos (NaOH, KOH etc.) e o hidróxido de amônio (NH_4OH);
- **pouco solúveis** – são as bases formadas pelos metais alcalinoterrosos ($Ba(OH)_2$, $Ca(OH)_2$ etc.);
- **insolúveis** – todas as demais bases.

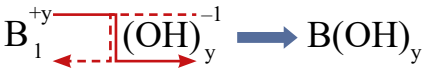
Ainda podemos dizer que as **bases fortes** são consideradas **bons eletrólitos**, enquanto as **bases fracas** são consideradas **maus eletrólitos**.

A característica peculiar de que o hidróxido de amônio é uma base fraca se deve ao fato de que ele é uma substância molecular proveniente da amônia (NH_3) e não de um metal. Dessa forma, se dissocia facilmente em água e apresenta um grau de ionização muito pequeno. Portanto, é considerado a **única base fraca solúvel em água**.

A maneira de escrevermos as fórmulas das bases não difere muito dos ácidos, porém devemos observar as suas particularidades. Uma base

é composta sempre por um radical positivo (metais ou NH_4^+) ligado **invariavelmente** a uma hidroxila (OH^-), que é o radical negativo.

A fórmula genérica das bases é representada da seguinte maneira:



A letra B corresponde ao radical básico positivo que possui carga +y. Como vimos, o maior número de hidroxilas possível em uma base é quatro (tetrabases), por isso, o valor de y será sempre igual ou menor que 4.

6.3.2 Nomenclatura das bases

O nome que uma base recebe depende se o elemento forma uma base apenas ou mais. Vejamos a seguir:

- **Formando apenas uma base**:

HIDRÓXIDO DE nome do elemento

Exemplos:

NaOH → Hidróxido de sódio

$Ca(OH)_2$ → Hidróxido de cálcio

$Al(OH)_3$ → Hidróxido de alumínio

- **Formando mais de uma base:**

Como há elementos que formam cátions com diferentes cargas (eletrovalências), é comum que se acrescente ao final do nome o número da carga em algarismos romanos ou então que se acrescente o sufixo **OSO** ao íon de menor carga ou **ICO** ao íon de maior carga.

HIDRÓXIDO DE	nome do elemento	**ICO**	N_{ox} maior
HIDRÓXIDO DE	nome do elemento	**OSO**	N_{ox} menor

Exemplos:

$Fe(OH)_3$ = Hidróxido fér**ico** ou Hidróxido de ferro III

$Fe(OH)_2$ = Hidróxido fer**oso** ou Hidróxido de ferro II

$Sn(OH)_4$ = Hidróxido estanh**oso** ou Hidróxido de estanho IV

$Sn(OH)_2$ = Hidróxido estân**ico** ou Hidróxido de estanho II

6.3.3 Bases mais importantes e suas propriedades

Dentre as bases mais comuns, o hidróxido de sódio (NaOH) se destaca. Essa base, popularmente conhecida como soda cáustica, é um sólido branco, tóxico e corrosivo. Quando dissolvido em água, libera bastante calor e esse fenômeno é conhecido como reação exotérmica. É utilizado na preparação de sabões, na purificação de óleos vegetais, na fabricação de produtos para desentupir pias, como reagente para a produção de biodiesel, dentre outros.

O hidróxido de cálcio ($Ca(OH)_2$) é um sólido branco, pouco solúvel em água e popularmente conhecido como cal hidratada. É produzido pela reação de hidratação do óxido de cálcio (cal virgem), conforme apresentado a seguir:

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

Esse material é largamente utilizado no preparo de argamassa ou nas pinturas em que se utiliza cal. É usado no tratamento de águas e esgotos e, no setor agrícola, é usado como fungicida.

Por último, mas com grande importância comercial, destaca-se o hidróxido de amônio (NH_4OH), que nada mais é do que uma solução aquosa de NH_3, bastante utilizado em limpeza domiciliar, fertilizante agrícola e como gás refrigerante em instalações industriais.

6.4 Analogia entre ácidos e bases

Você deve ter notado que ácidos e bases possuem características distintas que, quando comparadas entre si, são consideravelmente

opostas. A maioria dos ácidos é solúvel em água, enquanto as bases são majoritariamente insolúveis (com exceção dos hidróxidos de metais alcalinos e do NH_4OH). Os ácidos possuem estruturas moleculares, enquanto as bases formadas por metais alcalinos e alcalinoterrosos são iônicas (as demais são moleculares). Em contrapartida, ambos os compostos mudam de coloração quando em contato com algumas substâncias. Essas substâncias são os **indicadores ácido-base**. Esses indicadores reagem com uma base e modificam a cor da solução. Porém, ao colocar essa solução em contato com um ácido, a cor original é reestabelecida e vice-versa.

Outra característica importante é que, ao se misturar um ácido com uma base, um irá neutralizar as propriedades do outro. Essa reação promove a neutralização dos compostos e por isso é conhecida como **reação de neutralização**. O produto formado pela neutralização de um ácido com uma base é um sal, além de haver a formação de uma molécula de água. O exemplo clássico para demonstrar o fenômeno de **salificação** (formação de sal e água) é a reação entre o ácido clorídrico com o hidróxido de sódio.

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$

O HCl é um ácido que está reagindo com o NaOH, que é uma base, dando origem ao NaCl, que é um sal, e uma molécula de água.

Na prática, essa reação ocorre em diversas situações, porém, um exemplo simples de nos familiarizarmos é quando o indivíduo ingere o medicamento chamado popularmente de leite de magnésia para combater a queimação estomacal. Como sabemos, no estômago é possível ser encontrado o ácido clorídrico, e no leite de magnésia há hidróxido de magnésio ou hidróxido de alumínio (que são bases fracas). A reação de neutralização irá ocorrer no organismo e dará origem a um sal e à água, combatendo os sintomas de queimação.

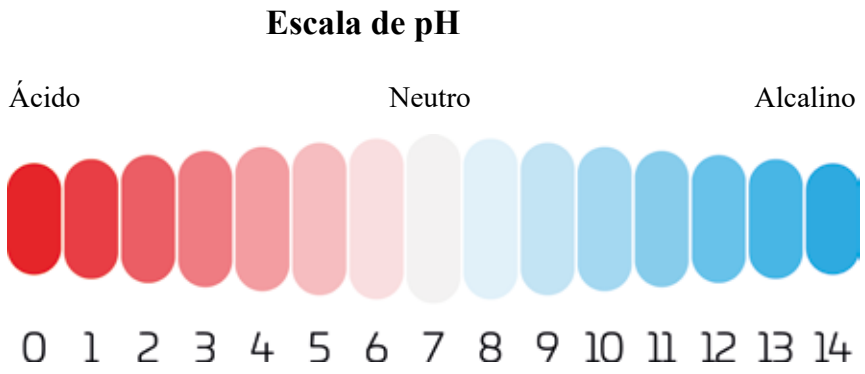
6.5 Medida de acidez e basicidade

Nos tópicos anteriores, falamos sobre a força do ácido e da base. Porém, apenas classificamos entre forte, intermediário e fraco, sem saber numericamente quais são esses valores.

Estudos realizados pelo químico dinamarquês Peter Lauritz Sorensen (1868-1939) sugerem o uso de uma escala logarítmica que avalie a concentração do íon H^+ (ou H_3O^+) nas soluções aquosas. A essa medida logarítmica ele denominou **pH – potencial hidrogeniônico**. O pH se refere à concentração dos íons H^+ (ou H_3O^+) em uma solução, fornecendo a indicação se essa solução é ácida, básica ou neutra.

A escala de pH desenvolvida por Sorensen é considerada numericamente entre 0 (zero) e 14 (catorze), sendo 7 o pH neutro. Valores menores que 7 são aplicados a substâncias ácidas, enquanto os valores acima de 7 são característicos de substâncias básicas. Para facilitar a visualização, foi criada uma escala de indicação do pH, que está representada na Figura 6.3.

Figura 6.3 – Escala de pH indicando os valores de acidez e basicidade (alcalinidade)



Fonte: Shutterstock.com/Pyty

O pH é medido por meio de indicadores ácido-base, que são substâncias químicas que reagem e alteram a coloração das substâncias. Essa coloração obtida é comparada com uma tabela e um valor aproximado é encontrado. Atualmente, existem aparelhos com elevada precisão que indicam o valor de pH exato, sem que seja necessário observar as cores. Esses equipamentos não avaliam a cor da mistura, mas fazem uma medida da condutividade elétrica naquele material e um valor é indicado no painel. Além de ser mais precisa, é uma medida mais rápida e confiável. Uma ilustração de um pHmetro é apresentada na Figura 6.4, destacando o corpo do equipamento e um eletrodo que está simulando uma medição de pH.

Figura 6.4 – Ilustração de um equipamento de medição de pH, popularmente chamado de pHmetro

Fonte: Shutterstock.com/Soleil Nordic

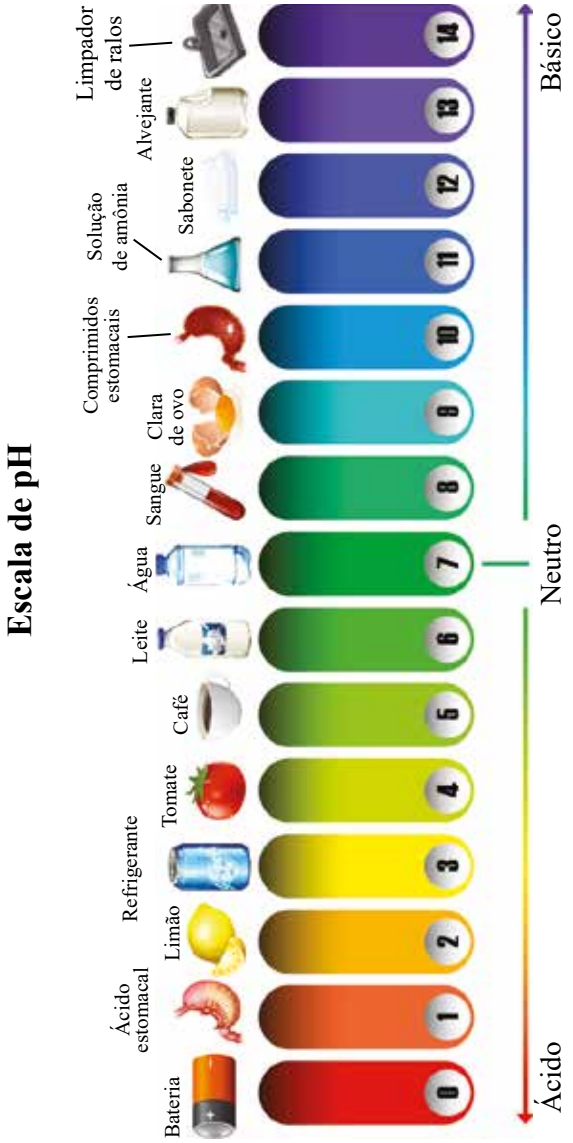
Outra forma rápida de determinar o pH, mas sem precisão analítica, é o uso de papel tornassol. O tornassol é uma tira de papel que reage com a solução e que, na presença de ácidos, fica na cor vermelha, enquanto na presença de bases fica na cor azul, conforme pode ser visto na Figura 6.5.

Figura 6.5 – Papel tornassol indicando a coloração azulada e avermelhada, características de bases e ácidos, respectivamente

Fonte: Shutterstock.com/Aki_spring

Precisamos destacar que o pH pode ser medido apenas em soluções aquosas. É preciso que haja a formação de íons H^+ para que o pH seja determinado. É por esse motivo que não conseguirmos determinar o pH de solventes (etanol, metanol, hexano etc.), pois esses não formam o íon H^+. Na Figura 6.6 a seguir são apresentados alguns exemplos de pH para substâncias que estamos cotidianamente em contato.

Figura 6.6 – Representação do valor de pH para produtos que estamos diariamente expostos



Fonte: Shutterstock.com/BlueRingMedia

Saiba mais

Você sabe o que determina a coloração das flores das hortênsias?

Que as plantas necessitam de diversos nutrientes para crescer todos sabemos. Mas você sabia que a acidez do solo é responsável pela coloração de algumas flores? É o que acontece no caso das hortênsias. Algumas plantas se adaptam melhor a solos ácidos, como por exemplo, a erva-mate e a mandioca, enquanto outras se desenvolvem melhor em solos básicos, como a soja e o feijão. No caso das hortênsias, muitas cores de flores são encontradas: rosa, branco, lilás, azul, vermelho e outras variantes. A mais fácil de ser vista é a cor azul. A intensidade da cor da flor varia de acordo com a acidez (ou alcalinidade) do solo. Em terrenos ácidos, a cor encontrada é azul, e o que varia é sua intensidade. Já em solos alcalinos, a cor predominante é rosa.

Fonte: Shutterstock.com/krolya25

Atividades

1. (UCS-RS) Escreva o nome das fórmulas dos hidróxidos apresentadas a seguir:

a) LiOH:

b) $Cr(OH)_3$:

c) $Fe(OH)_2$:

d) $Hg(OH)_2$:

e) $Pb(OH)_4$:

2. (UFSM-RS) O quadro a seguir contém três diferentes ácidos: X, Y e Z. Quando dissolvidos em água, apresentam diferentes números de moléculas ionizadas. Observe o quadro e responda o que é solicitado:

	N. de moléculas dissolvidas	N. de moléculas ionizadas
X	20	2
Y	10	7
Z	5	1

Considere as afirmações sobre os três ácidos:

I. X corresponde ao ácido mais forte.

II. Z corresponde ao ácido mais fraco.

III. Y representa o maior grau de ionização.

Quais afirmações estão corretas?

a) Apenas I.

b) Apenas II.

c) Apenas III.

d) I e II.

e) I, II, III.

3. (UECE-CE – adaptado) Considere os ácidos descritos a seguir, com seus respectivos graus de ionização e seus principais usos:

I. H_3PO_4 (α = 27%), usado para preparar fertilizantes e como acidulante em bebidas e refrigerantes.

II. H_2S ($\alpha = 7{,}6 \cdot 10^{-2}\%$), usado como redutor em reações químicas.

III. $HClO_4$ ($\alpha = 97\%$), utilizado na medicina, em análises químicas e como catalisador em explosivos.

IV. HCN ($\alpha = 8{,}0 \cdot 10^{-3}\%$), utilizado em processos de fabricação de plásticos, corantes, fumigantes etc.

4. Agora responda qual das alternativas a seguir é a correta, e em seguida desenhe as estruturas dos ácidos descritos em todos os itens:

a) $HClO_4$ e HCN são triácidos.

b) H_3PO_4 e H_2S são hidrácidos.

c) H_3PO_4 é um ácido semiforte.

d) H_2S é um ácido ternário.

5. (Mackenzie-SP – adaptado) O suco gástrico presente no estômago, em muitos casos, pode provocar incômodos. Essa dor pode ser reduzida com a ingestão de certos tipos de medicamentos vendidos em farmácias sob prescrição médica. Sobre esses medicamentos, indique quais são os principais componentes que auxiliam a combater a queimação estomacal, escreva suas fórmulas, seu nome e classifique se são uma base ou um ácido e se são fortes ou fracos.

7

Sais, óxidos e hidretos

Assim como os ácidos e bases, os **sais** e os **óxidos** foram umas das classes mais importantes, que são estudadas em Química.

Os sais e os óxidos são compostos que podem ser facilmente encontrados na natureza e, a partir deles, podemos originar diversos materiais. O vidro é um exemplo, que é originado a partir de um sal misturado com outros ingredientes. Mas, certamente, o sal mais comum e que todos conhecem pelo nome "sal" é o cloreto de sódio, o sal de cozinha. É encontrado nas águas dos mares e oceanos, bem com minas e salinas. Os sais desempenham um papel tão importante no nosso cotidiano que, na época do Império Romano, o sal de cozinha era utilizado como moeda de troca e daí surgiu o que conhecemos, hoje, como **salário**.

Os óxidos, por sua vez, desempenham papéis igualmente importantes no nosso cotidiano. A água é o óxido mais conhecido de todos, no entanto, os óxidos também são conhecidos por serem os principais poluentes da atmosfera, tais como o CO_2, SO_2, SO_3, NO_2 e outros.

Nesse capítulo, iremos apresentar os sais e os óxidos, suas características, nomenclatura e algumas curiosidades dos principais sais e óxidos, que são populares no dia a dia.

7.1 Sais

Os sais são muito presentes no nosso cotidiano. São substâncias sólidas, apresentam sabor salgado e são compostos iônicos. A palavra sal está fortemente associada ao sal de cozinha (NaCl) e, por isso, as pessoas associam todos os sais com a cor branca, embora os sais possuam cores variadas.

Figura 7.1 – Diferentes tipos de sais, de cores variadas

Fonte: Shutterstock.com/Ihor Matsiievskyi

Os sais mais comuns são o cloreto de sódio (NaCl /sal de cozinha), bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$ – usado como antiácido e em preparo de alimentos), sulfato de cálcio hidratado ($2CaSO_4 \cdot H_2O$ – utilizado como gesso em ortopedia), dentre outros.

Na linguagem popular, o sal é definido como **substância formada juntamente com a água, em uma reação de neutralização de um ácido com uma base de Arrhenius**. Também podemos conceituar o sal de acordo com a definição de Arrhenius, como **uma substância que, na presença de água, dissocia-se, liberando um cátion (diferente do H^+) e um ânion (diferente do OH^- ou O^{2-})**.

Vejamos um exemplo:

$$CaSO_{4\,(s)} \xrightarrow{\text{água}} Ca^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

De maneira simples, a representação dos sais e seus cátions pode ser observada nos seguintes exemplos:

$NaCl$ ou Na^+Cl^-

KCl ou K^+Cl^-

$NaHCO_3$ ou $Na^+H^+CO_3^{-2}$

$CaSO_4$ ou $Ca^{2+}SO_4^{2-}$

$CaClBr$ ou $Ca^{2+}Cl^-Br^-$

7.2 Nomenclatura dos sais

Para definir a nomenclatura dos sais, deve-se considerar o nome do ácido e da base dos quais foram originados. De maneira geral, basta apenas alterar a terminação do nome do ácido e inserir, na sequência, o nome do cátion da base de origem.

Se o ácido terminar em	**-ÍDRICO**	**Mudar para**	**-ETO**
	-OSO		**-ITO**
	-ICO		**-ATO**

O esquema apresentado a seguir auxilia na determinação do nome do sal:

Nome do sal → **Nome do ânion** DE **Nome do cátion**

Veja alguns exemplos a seguir, que facilitam a visualização:

Ácido de origem	Base de origem	Sal originado
HCl Ácido clor**ídrico**	NaOH Hidróxido de sódio	NaCl Clor**eto** de sódio
HCl Ácido clor**ídrico**	KOH Hidróxido de potássio	KCl Clor**eto** de potássio
H_2SO_4 Ácido sulfúr**ico**	$Ca(OH)_2$ Hidróxido de cálcio	$CaSO_4$ Sulf**ato** de cálcio
HNO_2 Ácido nitr**oso**	KOH Hidróxido de potássio	KNO_2 Nitr**ito** de potássio

Existem outras maneiras de se aplicar a nomenclatura aos sais. Para isso, deve-se analisar tabelas de cátions e ânions. Na tabela a seguir são apresentados alguns exemplos desses casos:

Ânion	Representação
Acetato	H_3CCOO^-
Brometo	Br^-
Carbonato	CO_3^{2-}
Nitrato	NO_3^-
Sulfeto	S^{2-}
Fosfato	PO_4^{3-}
Cianeto	CN^-

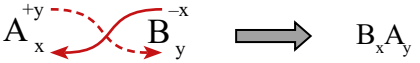
Cátion	Representação
Lítio	Li^+
Sódio	Na^+
Magnésio	Mg^{2+}
Amônio	NH_4^+
Zinco	Zn^{2+}
Alumínio	Al^{3+}
Manganês	Mn^{4+}

Utilizando as tabelas podemos prever, inclusive, a fórmula dos sais, mas antes devemos conhecer como a fórmula dos sais é determinada.

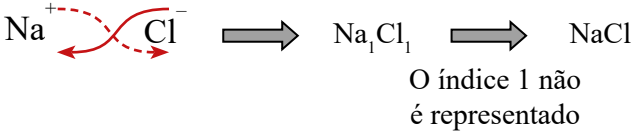
7.3 Fórmula geral dos sais

Até agora, sabemos que um sal é formado por um cátion, que é oriundo de uma base (B) e um ânion, que é proveniente de um ácido (A).

Então, temos que a fórmula geral dos sais é representada da seguinte maneira:

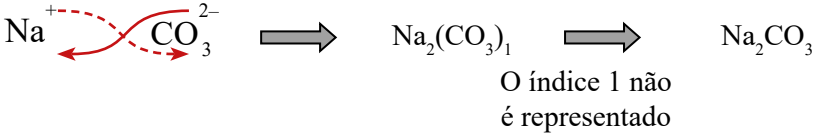


Entendendo a representação, sabemos que a carga positiva do cátion da base é invertida e passa a ser o índice do ânion do ácido, assim como a carga negativa do ânion do ácido é invertida e passa a ser o índice do cátion da base. Utilizando a representação da fórmula geral, apresentamos alguns exemplos para permitir o entendimento:



Quando os índices forem diferentes de 1, alguns detalhes devem ser observados.

Carbonato de cálcio:



Ou então:

Sulfato férrico ou sulfato de ferro III:

Perceba que há a presença dos parênteses. É necessário a adição desse parêntese, uma vez que a carga pertence ao cátion Fe^{3+} e ao ânion SO_4^{2-} como um todo e não apenas a um elemento isolado. No caso do carbonato de cálcio, o parêntese não se fez necessário porque o índice que seria colocado após ele seria o número 1 e esse número não é representado.

Conhecendo a tabela dos cátions, ânions e a fórmula geral dos sais, fica fácil construir a estrutura de um sal. Vamos determinar a fórmula de alguns:

Exemplo 1:

Cianeto de potássio

- Ânion: Cianeto (CN^-)
- Cátion: Potássio (K^+)
- Sal: K^+CN^- → KCNExemplo 2: Carbonato de amônio
- Ânion: Carbonato (CO_3^{2-})
- Cátion: Amônio (NH_4^+)

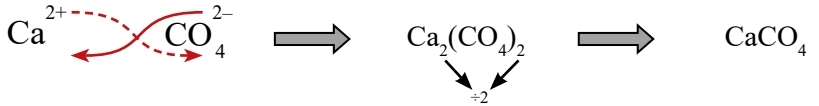
Sal: $NH_4^+ CO_3^{2-}$ → $(NH_4)_2CO_3$Exemplo 3: Fosfato de magnésio

- Ânion: Fosfato (PO_4^{3-})
- Cátion: Magnésio (Mg^{2+})

Sal: $Mg^{2+} PO_4^{3-}$ → $Mg_3(PO_4)_2$

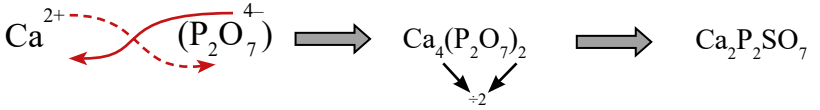
Há ainda o caso em que os índices são simplificados, ou seja, quando múltiplos de um número, eles são divididos para que o menor índice possível seja apresentado. Por exemplo, se ambos os índices forem o número 2, divide-se por 2 e o índice final do sal será 1. Se o índice dos íons for 2 e 4, divide-se por 2 e o índice do sal será 1 e 2. Os exemplos a seguir facilitarão o entendimento.

Sulfato de cálcio:



Ou então,

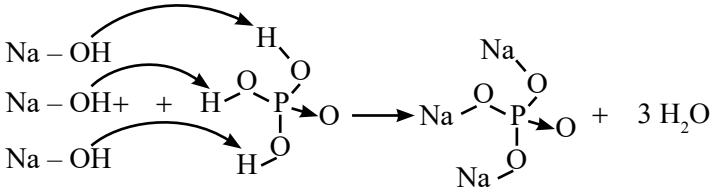
Pirofosfato de cálcio:



7.4 Neutralização dos sais

7.4.1 Sais gerais ou neutros

A reação de neutralização dos sais ocorre totalmente quando **todos os cátions H^+ do ácido reagem com todos os ânions OH^- da base**, formando um sal normal ou neutro. Em suma, a formação de um sal neutro é a soma de um H^+ com um OH^-, formando uma molécula de água e o sal, propriamente dito.



ou então

$$3\ NaOH + H_3PO_4 \longrightarrow + Na_3PO_4 + 3\ H_2O$$

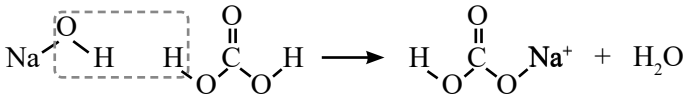
Perceba que, no exemplo, foi demonstrado que todos os ânions OH^- do hidróxido de sódio reagiram com todos os cátions H^+ do ácido fosfórico. Além do sal neutro, houve a formação de três moléculas de água. Outros exemplos de sais neutros são o NaCl, KCl, $Ca(NO_3)_2$, dentre outros.

7.4.2 Sais ácidos ou hidrogeno-sais

São os sais provenientes da neutralização parcial de seus ácidos e que apresentam hidrogênios ionizáveis em sua estrutura. Em resumo, é um sal que apresenta dois cátions, sendo um deles o íon H^+, e somente um ânion.

$NaHCO_3$	Carbonato (mono) ácido de sódio
	Carbonato monossódico
	(Mono) hidrogeno-carbonato de sódio
	Bicarbonato de sódio

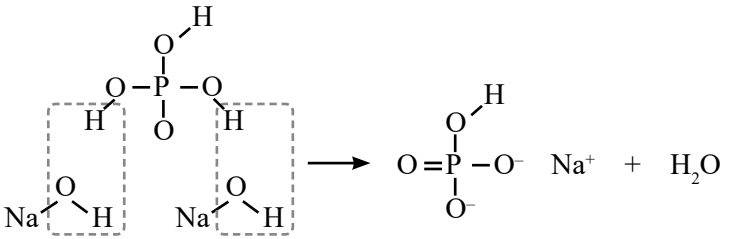
A formação do bicarbonato de sódio acontece devido à neutralização parcial do ácido carbônico com o hidróxido de sódio.



Outro exemplo de neutralização parcial é apresentado a seguir:

Na_2HPO_4	Ortofosfato dissódico
	Ortofostato (mono) ácido de sódio
	(Mono) hidrogeno-ortofosfato de sódio

O esquema da reação de neutralização parcial do ortofosfato dissódico é o seguinte:



7.4.3 Hidroxi-sais ou sais básicos

Os hidroxi-sais são o oposto dos hidrogeno-sais. São caracterizados pela presença de grupamento hidroxila em sua estrutura (OH^-). Em outras palavras, é um sal que apresenta dois ânions, sendo um deles a hidroxila (OH^-) e apenas um cátion.

Para aplicar a nomenclatura desses sais, é preciso identificar a quantidade de grupos hidroxila presentes na estrutura, assim como ocorre com os hidrogeno-sais.

Ca(OH)Cl	Cloreto (mono) básico de cálcio (Mono) hidroxi-cloreto de cálcio

O esquema representando a neutralização parcial do hidróxido de cálcio é apresentado na sequência:

$$OH\ \overset{Ca^{2+}}{\overset{|}{OH}}\ H - Cl \longrightarrow Ca(OH)Cl + H_2O$$

Outro exemplo, agora representando um sal dibásico:

$Al(OH)_2Cl$	Cloreto (dibásico) básico de alumínio Dihidróxi-cloreto de alumínio

A representação da neutralização parcial é dada a seguir:

$$OH\ \overset{OH}{\overset{|}{Al^{3+}}}\ \overset{|}{OH}\ H - Cl \longrightarrow Al(OH)_2Cl + H_2O$$

7.4.4 Sais duplos ou sais mistos

São os sais que apresentam dois cátions distintos (que não seja o hidrogênio ionizável H^+) ou dois ânions diferentes (que não seja a hidroxila OH^-). Eles derivam de duas bases ou dois ácidos distintos.

Sal com dois cátions diferentes:

$NaLiSO_4$ $(Na^+Li^+SO_4^{2-})$	Sulfato de sódio e lítio

A nomenclatura é realizada da seguinte maneira:

Nome do Sal → **Nome do ânion** DE **Nome dos cátions**

Sal com dois ânions diferentes:

Ca(Cl)ClO $(Ca^{2+}Cl^-ClO^-)$	Hipoclorito cloreto de cálcio

A nomenclatura é realizada dessa maneira:

Nome do Sal → **Nome dos ânions** DE **Nome do cátion**

7.4.5 Sais hidratados

Durante a formação do retículo cristalino do sal houve a cristalização, juntamente com moléculas de água, em quantidades definidas. Essa água que está associada aos sais hidratados é chamada de **água de cristalização** ou **água de hidratação**. A quantidade de moléculas de água é identificada na nomenclatura do sal, utilizando-se prefixos.

$CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$	Sulfato de cobre II **penta**-hidratado
$CaSO_4 \cdot 2\ H_2O$	Sulfato de cálcio **di**-hidratado
$BaI_2 \cdot 3\ H_2O$	Iodeto de bário **tri**-hidratado

A nomenclatura é feita da seguinte maneira:

Nome do Sal → **Nome do ânion** DE **Nome do cátion** **Quantidade de água**

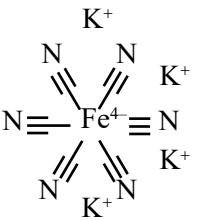
7.4.6 Sais complexos

São aqueles sais provenientes de cátions ou ânions complexos. Sua estrutura apresenta um átomo central, geralmente metais de transição (Fe, Pt, Ag, etc.) e ligantes, que se unem ao átomo central por ligações covalentes.

Eles são subdivididos em:

- Cátions complexos, por exemplo o $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ – Sulfato de tetramin-cobre II, formado pelo cátion Cu^{2+} e 4 moléculas de NH_3;
- Ânions complexos, por exemplo o $K_4[Fe(CN)_6]$ – Ferrocianeto de potássio, formado pelo cátion Fe^{2+} e 6 ânions CN^-.

Como exemplo de estrutura de um sal complexo, é apresentado a seguir o ferrocianeto de potássio.



ou $K_4[Fe(CN)_6]$

7.4.7 Solubilidade dos sais

Quando se trata de solubilidade, o critério mais relevante é se são solúveis ou não em água. Grande parte dos sais são solúveis, porém, há exceções como as apresentadas no quadro a seguir:

Sal	Solúvel em água	Exceção
Nitratos Cloratos Acetatos	Solúveis	Não há
Cloretos Brometos Iodetos	Solúveis	Ag^{+}, Pb^{+}, Hg_2^{2+}
Sulfatos	Solúveis	Ca^{2+}, Ba^{2+}, Sr^{2+}, Pb^{2+}
Sulfetos	Insolúveis	Metais alcalinos, alcalino-terrosos e amônio (NH_4^{+})
Carbonatos	Insolúveis	Metais alcalinos e amônio (NH_4^{+})
Fosfatos	Insolúveis	Metais alcalinos e amônio (NH_4^{+})

Há de se considerar que, quando se afirmar que um sal é insolúvel em água, o correto é dizer que a solubilidade é muito baixa, já que todas as substâncias apresentam certo grau de solubilidade. Também deve-se considerar que os sais insolúveis sofrem pouca dissociação iônica e, por isso, há pouca presença de íons em solução, sendo considerado, assim, um mau eletrólito.

7.5 Sais mais importantes

- Cloreto de sódio (NaCl)

  É o principal componente do sal de cozinha e é proveniente da água do mar ou de salinas de extração. Quando utilizado para a alimentação, é ideal que o NaCl seja misturado com outros com-

postos derivados de iodo, como NaI, KI, $NaIO_3$, entre outros. A falta desses componentes no organismo pode acarretar doenças relacionadas à tireoide. O sal de cozinha é também encontrado no soro fisiológico e faz parte da composição do soro caseiro.

Em processos industriais, o NaCl é aplicado para a produção de NaOH, H_2 e Cl_2.

Figura 7.2 – Pilhas de cloreto de sódio em processo de evaporação, na Tailândia

Fonte: Shutterstock.com/Fahroni

- Carbonato de sódio (Na_2CO_3)

É um dos principais componentes na fabricação do vidro. Também é chamado de soda ou barrilha. É usado na fabricação de sabões, corantes e processos de tratamento de água de piscinas.

Figura 7.3 – O carbonato de sódio é misturado com calcário ($CaCO_3$) e areia (SiO_2) para a produção do vidro, sob elevadas temperaturas

Fonte: Shutterstock.com/FreeProd33

- Hipoclorito de sódio (NaOCl)

Bastante popular, o hipoclorito é utilizado como alvejante, no branqueamento de roupas, podendo fazer parte da composição química das águas sanitárias. É também usado para o tratamento de água de piscinas, na limpeza de casas e estabelecimentos (hospitais) e, em pequenas quantidades, pode ser utilizado na lavagem de vegetais.

Figura 7.4 – Diferentes marcas de hipoclorito de sódio estão disponíveis para comercialização

Fonte: Shutterstock.com/Emilio100

- Sulfato de alumínio ($Al_2(SO_4)_3$)

É um importante agente floculante, utilizado no tratamento de água. Quando em contato com a água em meio básico, forma flocos que se agregam às impurezas desta, constituindo estruturas maiores, que precipitam e facilitam a remoção. Daí provém o nome "floculação".

Figura 7.5 – O processo de tratamento de água envolve etapas de floculação para remoção de resíduos

Fonte: Shutterstock.com/W.Tab

Saiba mais

Salário

Você sabia que a palavra "salário" se refere a pagamento com sal?

Os chineses foram os primeiros a encarar a produção de sal como uma forma de pagamento em maior escala. A exemplo deles, durante o Império Romano, disseminou-se o uso e a exploração do sal. A princípio, a água do mar era fervida até se obter apenas o sal; depois começaram escavações e minas de sal-gema eram exploradas. Não demorou muito e o sal chamou a atenção dos governantes da época, sendo sinônimo de riqueza e monopólio.

A relação direta com a palavra salário está ligada ao pagamento dos trabalhos realizados em mercadorias. O sal era valioso na época, até por ser uma das únicas formas de se conservar a carne. Assim, o sal que era recebido como forma de pagamento foi, aos poucos, associado à palavra salário até chegar ao conceito que temos hoje.

7.6 Óxidos

Os óxidos são compostos muito comuns no nosso dia a dia. Um exemplo simples de validar essa afirmação é o dióxido de oxigênio (CO_2), popularmente conhecido como gás carbônico.

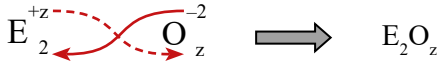
Praticamente todos os elementos químicos formam óxidos, incluindo os gases nobres, como por exemplo o trióxido de xenônio (XeO_3). Outros exemplos comuns são: H_2O, Fe_2O_3, SO_2, etc.

De forma generalista, dizemos que os óxidos são **compostos binários (formados por dois elementos), sendo que o oxigênio é o elemento mais eletronegativo**.

Porém, o flúor é mais eletronegativo que o oxigênio, por isso, os compostos oxigenados do flúor (OF_2, O_2F_2) não são considerados óxidos, mas **fluoretos de oxigênio**.

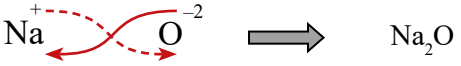
Com base nessa informação, podemos redefinir os óxidos como sendo **compostos binários do oxigênio, ligados com qualquer elemento da tabela periódica, exceto o flúor**.

A fórmula geral dos óxidos, ou seja, a maneira com que representamos essas estruturas é mostrada na ilustração a seguir:

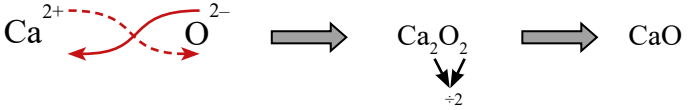


A letra *E* representa um elemento qualquer, com um número de oxidação +*z*; já a letra *O* representa o oxigênio, que possui número de oxidação -2.

Como demonstrativo é apresentada a formação do óxido de sódio (Na_2O):

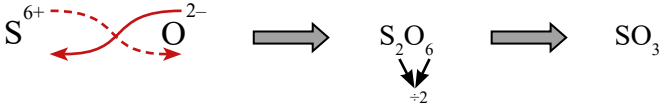


Assim como no caso dos sais, em alguns casos, é possível simplificar os índices. Vejamos o exemplo do óxido de cálcio:



Como o cálcio possui N_{ox} +2 e o oxigênio -2, é possível dividir os respectivos índices por 2 e obter a fórmula do óxido de cálcio.

De forma similar, ocorre a formação do trióxido de enxofre (SO_3):



7.7 Nomenclatura dos óxidos

Quando os óxidos forem formados por metais ligados ao oxigênio, serão chamados de óxidos moleculares. A maneira com que sua nomenclatura é formada segue alguns requisitos:

Prefixo que indica a quantidade de oxigênio	**Óxido de**	Prefixo que indica a quantidade do outro elemento	**Nome do elemento**
(mono-, di-, tri-, ...)		(di-, tri-, tetra-, ...)	

Por exemplo, temos os seguintes óxidos:

CO = Monóxido de carbono

CO_2 = Dióxido de carbono

SO_3 = Trióxido de enxofre

Cl_2O_7 = Heptóxido de dicloroPara o caso dos óxidos formados por metais, geralmente, são óxidos iônicos, com o oxigênio apresentando carga -2. Sua nomenclatura dá-se da seguinte forma:

Nome do Óxido → **Óxido de** **Nome do elemento**

Como exemplo, temos os seguintes óxidos:

Na_2O = Óxido de sódio

CaO = Óxido de cálcio

MgO = Óxido de magnésio

Quando um elemento forma dois óxidos, devido à diferença do N_{ox}, o sufixo sofre alteração:

Óxido de	Nome do elemento	Terminação **ICO**	N_{ox} maior
		Terminação **OSO**	N_{ox} menor

Outra maneira de representar os elementos que formam diferentes óxidos é representando o número de oxidação em algarismos romanos, após o nome do óxido formado:

Óxido de	Nome do elemento	Número romano

Os exemplos a seguir apresentam esses casos:

Fe_2O_3 = Óxido férr**ico** ou óxido de ferro III

FeO = Óxido ferr**oso** ou óxido de ferro II

CuO = Óxido cúprico ou óxido de cobre II

Cu_2O = Óxido cuproso ou óxido e cobre I

Assim como os sais, os óxidos são subdivididos em classes, de acordo com seu comportamento na presença de água, bases ou ácidos. Essa classificação será abordada nos tópicos apresentados a seguir.

7.8 Classificação dos óxidos

7.8.1 Óxidos básicos

São considerados óxidos básicos aqueles que apresentam caráter iônico, sendo que o metal, normalmente, terá carga +1, +2 ou +3. São encontrados na forma sólida e possuem ponto de fusão e ebulição elevados. Os óxidos formados pelos metais alcalinos e alcalinoterrosos reagem com a água, enquanto os demais óxidos básicos possuem baixa solubilidade em água. São exemplos o Na_2O, BaO, CaO etc.

Óxidos básicos em contato com a **água** formam uma base:

$$Na_2O + H_2O \rightarrow 2\ NaOH$$

Quando esses **óxidos básicos** reagem com um **ácido** há a formação de sal e água:

$$Na_2O + 2\ HCl \rightarrow 2\ NaCl + H_2O$$

7.8.2 Óxidos ácidos ou anidridos

São as espécies que, na presença de água, reagem formando ácidos ou reagem com bases, formando sal e água. Esses óxidos apresentam

caráter covalente e, em sua maioria, são formados por não metais (originando compostos gasosos) ou por metais que possuem o número de oxidação elevado, como CrO_3, MnO_3, entre outros.

Vejamos alguns exemplos de óxidos ácidos reagindo com água ou base:

Reação com água: $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

Reação com base: $SO_3 + 2\ NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$

Essa classe de óxidos ácidos também é conhecida por **anidridos ácidos**, uma vez que sua obtenção pode ser proveniente da eliminação total dos hidrogênios do ácido oxigenado, na forma de água.

$H_2CO_3 - H_2O \rightarrow CO_2$

$2\ HNO_3 - H_2O \rightarrow N_2O_5$

$H_2SO_4 - H_2O \rightarrow SO_3$

Essa perda de água nos permite considerar que o óxido ácido é um "ácido sem água", sendo que a palavra "anidrido" é derivada do grego *anydros* e significa "sem água".

A nomenclatura para os anidridos se assemelha à nomenclatura recebida pelos óxidos como um todo. Quando um elemento forma apenas um anidrido é empregada a terminação **-ICO**.

CO_2 = Anidrido carbôn**ico**

B_2O_3 = Anidrido bór**ico**

Quando um elemento forma dois anidridos pela diferença do $N_{ox,}$ o sufixo sofre alteração:

Anidrido de	Terminação **ICO**	N_{ox} maior
	Terminação **OSO**	N_{ox} menor

SO_3 = Anidrido sulfú**rico**

SO_2 = Anidrido sulfu**roso**

Perceba que o anidrido recebe a nomenclatura do ácido correspondente, que o originou. Nos exemplos citados, o ácido de origem foi

o H_2SO_4 (ácido sulfúrico). A palavra ácido é substituída pela palavra anidrido e a o sufixo recebe a terminação –ICO ou –OSO, de acordo com o N_{ox} correspondente.

Os anidridos ainda podem ser nominados como óxidos gerais, que foram citados no início dessa seção. Para exemplificar, podemos chamar o grupo SO_3 de anidrido sulfúrico ou óxido de enxofre VI ou ainda de trióxido de (mono) enxofre.

Uma característica particular dos anidridos é que eles podem reagir com moléculas de água, formando diferentes tipos de ácidos. O anidrido fosfórico (P_2O_5) é o principal exemplo dessa classe:

$P_2O_5 + \mathbf{1}\ H_2O \rightarrow 2\ HPO_3$ (Ácido metafosfórico)

$P_2O_5 + \mathbf{2}\ H_2O \rightarrow H_4P_2O_7$ (Ácido pirofosfórico)

$P_2O_5 + \mathbf{3}\ H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$ (Ácido ortofosfórico)

Nessas situações, a única variável foi a quantidade de água com que o anidrido fosfórico reagiu: uma, duas ou três moléculas de água, respectivamente (hidratação crescente).

Além disso, há anidridos que reagem com água e originam dois ácidos diferentes. Eles são chamados **anidridos duplos** ou **mistos**. Essa situação ocorre, por exemplo, com o anidrido nitroso-nítrico (NO_2):

$$2\ NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_2 + HNO_3$$

Os ácidos formados foram o ácido nitroso e o ácido nítrico, respectivamente.

7.8.3 Óxidos neutros (indiferentes ou inertes)

São aqueles óxidos formados por não metais, ou seja, covalentes, que não reagem com água, base ou ácido, portanto, não apresentam o caráter ácido, nem básico. Os óxidos neutros mais comuns são:

CO = Monóxido de carbono

NO = Monóxido de nitrogênio ou óxido nítrico

N_2O = Monóxido de dinitrogênio ou óxido nitroso

7.8.4 Óxidos anfóteros

A definição da palavra anfótero é "algo que congrega consigo duas características distintas". Em Química, isso quer dizer que um composto pode reagir como um ácido ou uma base. Sendo assim, óxidos anfóteros são **óxidos que podem se comportar como uma base, na presença de um ácido, ou como um ácido, na presença de uma base**.

Óxido Anfótero	+	Ácido	→	Sal + água
	+	Base	→	Sal + água

Os óxidos anfóteros só reagem com ácidos e bases fortes, ou seja, com caráter químico bem definido. Vamos observar agora a reação do óxido de zinco (ZnO – óxido básico) com um ácido forte (HCl – ácido clorídrico) e com uma base forte (NaOH – hidróxido de sódio).

Reação com ácido forte: $ZnO + 2\ HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$

Reação com base forte: $2\ NaOH + ZnO \rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$

Na reação com o ácido, o sal formado foi o cloreto de zinco; já na reação com a base, o sal originado foi o zincato de sódio.

Os óxidos anfóteros mais comuns são o ZnO e o Al_2O_3. Outros menos importantes, derivados do estanho, chumbo, arsênio e antimônio, também são encontrados.

7.8.5 Óxidos duplos ou mistos

São aqueles óxidos provenientes da combinação de dois óxidos de um mesmo elemento. A magnetita (Fe_3O_4 – tetróxido de triferro) é o exemplo mais comum.

Fe_3O_4 é equivalente a: $FeO + Fe_2O_3$

O zarcão, nome popular para o tetróxido de chumbo (Pb_3O_4), também é um exemplo característico de um óxido misto:

Pb_3O_4 é equivalente a: $2\ PbO + PbO_2$

7.8.6 Peróxidos

Os peróxidos são óxidos que, em sua estrutura, apresentam o grupo (O_2^{2-}) e que, em reação com a água, originam a água oxigenada (H_2O_2) e uma base. Quando reagem com ácidos diluídos dão origem a um sal e água oxigenada.

Os peróxidos mais comuns são formados por hidrogênio, metais alcalinos ou metais alcalinoterrosos.

Reagindo com água: $Na_2O_2 + 2\ H_2O \rightarrow 2\ NaOH + H_2O_2$

Reagindo com ácido: $Na_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O_2$

O peróxido de hidrogênio mais comum é a água oxigenada, popularmente conhecida. Os peróxidos de metais mais comuns são o peróxido e lítio (Li_2O_2), peróxido de sódio (Na_2O_2), peróxido de potássio (K_2O_2), entre outros. Já os peróxidos de metais alcalinoterrosos mais comuns são o peróxido de bário (BaO_2), peróxido de cálcio (CaO_2), entre outros.

7.9 Óxidos importantes

- Óxido de cálcio (CaO):

  O óxido de cálcio, conhecido como cal viva ou cal virgem, é um sólido branco que, quando em contato com a água, reage e libera uma grande quantidade de calor.É obtido pelo aquecimento do carbonato de cálcio ($CaCO_3$), esse encontrado no mármore, calcário e calcita. O óxido de cálcio é comumente utilizado na correção de solos ácidos, para reduzir sua acidez.

  Reação do CaO com água:

  $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + calor$

Figura 7.6 – Óxido de cálcio antes e após processamento

Fonte: Shutterstock.com/HelloRF Zcool

- Dióxido de carbono (CO_2)

Um vilão para o meio ambiente, o dióxido de carbono também é conhecido como um ingrediente importante para a indústria, especialmente a alimentícia. É responsável pelo "gás" nos refrigerantes e água gaseificada. Essa é uma das razões para considerarmos os refrigerantes como soluções ácidas, já que quando o CO_2 reage com a água há a formação de ácido carbônico.

$$CO2 + H_2O \rightleftharpoons H2CO3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$$

O CO_2 é solúvel em água quando está sob elevadas pressões, por isso, quando um refrigerante fica aberto por muito tempo, o CO_2 irá escapar na forma de gás, tornando o refrigerante "choco", ou seja, com menor concentração de ácido carbônico.

Outra forma em que o CO_2 é bastante conhecido é quando se encontra no estado sólido – o gelo seco. Na temperatura de -78 °C, o CO_2 passa do estado líquido para o estado sólido. A nomenclatura "gelo seco" é decorrente da sublimação do CO_2 quando a temperatura é elevada, ou seja, ele passa do estado sólido diretamente para o estado de vapor, momento em que podemos observar o efeito de fumaça branca.

Figura 7.7 – Ilustração de gelo seco (CO_2 no estado sólido) em contato com a água

Fonte: Shutterstock.com/mikeledray

7.10 Hidretos

Os hidretos são outra classe de compostos inorgânicos importantes. Diferentemente dos óxidos, em que o oxigênio é o elemento mais eletronegativo, **nos hidretos, o hidrogênio é o elemento mais eletronegativo**. Nesses, o **hidrogênio é o ânion** da estrutura, apresentando estado de oxidação -1 (H^{-1}).

Esses hidretos são compostos binários, formando uma classe bastante extensa de compostos, com características muito particulares entre si.

Os hidretos formados por metais alcalinos, ou alcalinoterrosos, são classificados como compostos iônicos, sólidos e que, em contato com a água, dão origem a bases.

$$NaH + H_2O \rightarrow NaOH + H_{2(g)}$$

Os hidretos formados pelos is e pelos não metais, por sua vez, são compostos do tipo moleculares, encontrados na fase líquida ou gasosa, sendo que, nesses casos, o hidrogênio possui N_{ox} +1.

Considerando as colunas da tabela periódica, o quadro a seguir apresenta como seria a fórmula geral dos hidretos e o principal exemplo em cada um deles.

Coluna	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A
Fórmula geral	XH	XH_2	XH_3	XH_4	XH_3	H_2X	HX
Exemplo	NaH	CaH_2	BH_3	CH_4	NH_3	H_2O	HCl

Algumas características interessantes são observadas: os hidretos formados pelos elementos da coluna 4A são conhecidos por **hidrocarbonetos**, ou seja, compostos formados por carbono e hidrogênio. Já os hidretos da coluna 6A, geralmente, formam hidretos ácidos (H_2S, H_2Se etc.), com exceção da água, que forma um hidreto anfótero.

Saiba mais

Você sabe que a água pode receber outras nomenclaturas?
A molécula de H2O, popularmente conhecida como água, também é chamada de hidróxido de hidrogênio e monóxido de di-hidrogênio.
Todas as nomenclaturas estão corretas, porém, dificilmente vemos esses nomes por aí. Água continuará sendo a forma mais comum de chamarmos a molécula de H2O.

Atividades

1. Escreva a fórmula dos seguintes óxidos e identifique-os entre óxidos moleculares ou iônicos:

a) Monóxido de carbono

b) Dióxido de enxofre

c) Óxido de sódio

d) Óxido ferroso

e) Óxido cúprico

f) Trióxido de enxofre

g) Heptóxido de dicloro

h) Pentóxido de difósforo

i) Óxido de cobre I

j) Monóxido de nitrogênio

2. Analise as reações apresentadas a seguir e responda ao que se pede:

I. $HNO_3 + KOH \rightarrow \mathbf{X} + H_2O$

II. $H_2SO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaSO_4 + \mathbf{Y}\ H_2O$

III. $\mathbf{Z} + 3\ NaOH \rightarrow Na_3PO_4 + 3\ H_2O$

IV. $2\ HBr + \mathbf{W} \rightarrow MgBr + 2\ H_2O$

Escreva as fórmulas ou coeficientes que correspondem corretamente às letras X, Y, Z e W.

3. (ACAFE-SC) Escreva as fórmulas e o nome dos anidridos obtidos a partir dos seguintes ácidos e dê o nome dos ácidos:

a) H_2SO_3

b) H_2CO_3

c) H_2SiO_3

d) $HClO_4$

4. (Unifor-CE) Classifique os sais a seguir em básico, duplo, ácido e hidratado e escreva sua nomenclatura:

a) $Na_2B_4O_7 \cdot 10\ H_2O$

b) $Mg(OH)Cl$

c) $NaKSO_4$

d) $NaHCO_3$

8

Reações químicas

Desde o começo dessa obra, abordamos assuntos que envolvem desde o conceito de matéria até suas transformações. E quando se trata de transformações químicas, é impossível não pensar em reações químicas.

Curiosamente, quando falamos de reações químicas, a maioria das pessoas imagina grandes experimentos, explosões, diversidade de cores e odores. Porém, nem sempre isso ocorre. A formação de um produto pode mesmo ser muito explosiva, mas também pode ser lenta e imperceptível. O fato de o ferro enferrujar (oxidar) pode ser considerado um exemplo de uma transformação química lenta e praticamente imperceptível. Somente saberemos que o ferro oxidou após alguns dias, mas a reação ocorre pouco a pouco.

As reações químicas sempre acontecem em condições propícias para tal. Às vezes, é necessário temperatura elevada, às vezes é preciso de luz, em outros casos da presença de oxigênio, entre outros. Dizemos então que a interação entre um ou mais reagentes dá origem a um ou mais produtos. Esses produtos podem ser desejados ou não, como no caso da ferrugem.

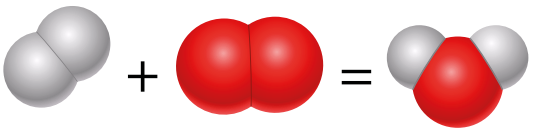
O nosso próprio dia a dia envolve centenas de reações químicas. Ao ingerir alimentos, o corpo inicia o processo de absorção dos alimentos, por meio da captação de substâncias fundamentais para a sobrevivência da espécie.

Reações químicas podem ser simples, como o fato de respirarmos, ou como o lançamento de um foguete no espaço sendo alimentado com hidrogênio combustível. E são reações como essas que iremos estudar nesse capítulo. Iremos entender as propriedades dos reagentes e dos produtos, saberemos prever se uma reação ocorre ou não apenas observando os elementos químicos que compõem os reagentes, dentre outras características.

8.1 O reconhecimento das funções orgânicas e inorgânicas

Os átomos, em seu estado fundamental, são espécies que tendem a ficar isoladas, formando em alguns casos moléculas simples. No entanto, esses átomos ou pequenas moléculas estão sujeitos à ligação com outras moléculas do mesmo elemento ou de elementos diferentes. Essa mudança ou transformação química que ocorre é conhecida como sendo um fenômeno químico, ou então, uma ligação química.

Nas ligações químicas, usualmente, os átomos permanecem inalterados, o que ocorre é apenas um rearranjo para formar novas moléculas.



Hidrogênio Oxigênio Água

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O$$

No exemplo mostrado anteriormente, duas moléculas de hidrogênio (H_2) reagiram com uma molécula de oxigênio (O_2), formando duas moléculas de água (H_2O). Podemos observar que os átomos não foram alterados, apenas houve a modificação da sua estrutura inicial (ligação H – H e ligação O – O) para a "montagem" das duas novas moléculas de água (H – O – H). Dizemos que a água é o produto da reação entre o H_2 e o O_2. Os produtos sempre são representados após a seta apontando para a direita, e a maneira usual de esquematizar uma reação é da seguinte maneira:

Como o próprio nome diz, os **reagentes** são as espécies que reagem entre si, em alguns casos na presença de calor, pressão e catalisadores, para formar o **produto**.

O esquema no qual os produtos e os reagentes são separados por uma seta e os elementos químicos são dispostos lado a lado é chamado de **equação química**, e será abordado no próximo tópico.

8.2 Equação química

Assim como os elementos e as moléculas, as reações químicas devem ser representadas de maneira que qualquer leitor ou especialista na área seja capaz de reconhecer, independentemente se é familiarizado com aquela reação ou não. Para isso, vamos entender mais detalhadamente o que significa cada componente de uma reação química e para que eles servem. Vamos trazer novamente a reação que forma a molécula de água:

$$2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$$

Nessa equação, antes da seta temos o hidrogênio e o oxigênio, portanto, sabemos que eles são os reagentes para a formação da molécula de água (produto). Também podemos observar que antes da molécula de H_2 há o número 2. Esse número é conhecido por **coeficiente estequiométrico**. Esse coeficiente serve para igualar o número de átomos antes e depois da seta. No caso do oxigênio (O_2), não há nenhum número, ou seja,

subentende-se que o número 1 está oculto. Esse coeficiente é multiplicado pelo índice representado ao lado de cada átomo. Portanto, na equação apresentada, temos que no lado dos produtos há a presença de 4 átomos de hidrogênio e 2 átomos de oxigênio, e no lado dos reagentes há 4 átomos de hidrogênio e 2 átomos de oxigênio, tornando essa equação balanceada.

Outra forma correta de representar a reação para a produção da água é a seguinte:

$$H_2 + ½\ O_2 \rightarrow H_2O$$

A representação é similar, porém, temos que considerar que nesse caso foi utilizada "meia molécula" de O_2. Como não podemos representar a letra "O" sozinha, representa-se a molécula de O_2 e considera-se que apenas metade dela foi utilizada (½). É sempre preferível utilizar números inteiros e também os menores possíveis.

Outras representações podem ser observadas em uma equação química. São elas:

- representação do estado físico da substância – gás (g), sólido (s), líquido (l), vapor (v), cristal (c);
- representação de uma solução aquosa (aq);
- presença de luz (λ);
- precipitação de algum material (↓);
- liberação de gás (↗);
- indicação de que a reação pode ser revertida (↔);
- uso de calor/temperatura para a reação ocorrer (Δ).

A definição de equação química é a **representação por meio de símbolos de uma reação química ou fenômeno químico**.

De acordo com os símbolos e números utilizados, os símbolos representam de maneira qualitativa uma reação, enquanto os números estão envolvidos de forma quantitativa, ou seja, a quantidade de cada elemento utilizado naquela reação.

Em uma reação química, o número de átomos dos reagentes deve ser sempre igual ao número de átomos do produto, como vimos brevemente anteriormente. Essa igualdade é chamada de balanceamento.

O balanceamento de uma reação química pode ser feito de diversas formas, mas o mais comum é chamado de **método das tentativas**. Por mais que o nome seja um tanto quanto vago, é o método mais fácil e eficiente para balancear uma equação, ajustando os coeficientes de ambos os lados da reação.

Para entender melhor como o método das tentativas funciona, vamos considerar o exemplo de combustão completa do gás metano na presença de oxigênio.

$CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$			
1 – C 4 – H	2 – O	1 – C 2 – O	2 – H 1 – O

Como pode ser visto, o número de átomos dos reagentes não é igual ao número de átomos dos produtos. Para balancear a equação, primeiro devemos observar algumas etapas:

1. identificar qual é a substância que tem o maior número de átomos.

No caso do exemplo, o CH_4 possui 1 C e 4 H.

2. após identificar a substância de acordo com a etapa anterior, atribua a ela o coeficiente 1 (que não é necessário apresentar na equação, mas para facilitar o entendimento iremos escrevê-lo). A substância marcada com o número 1 servirá de padrão para as demais.

$$1\ CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

Então, no lado dos produtos, é necessário ter 1 carbono e 4 hidrogênios. Porém, somente 2 átomos de hidrogênio estão presentes na molécula de água. Para igualar o número de hidrogênios, adiciona-se o coeficiente de número 2 antes da molécula de água e temos a seguinte equação:

$$1\ CH_4 + O_2 \rightarrow 1\ CO_2 + 2\ H_2O$$

A partir de agora, os átomos de carbono e de hidrogênio estão iguais de ambos os lados da seta. Por fim, avaliamos a quantidade de átomos de oxigênio. Observando novamente a equação, temos que do lado dos reagentes há apenas 2 átomos de oxigênio, enquanto do lado dos produtos há 4 átomos (2 provenientes da molécula de CO_2 e 2 provenientes da molécula de água, cujo coeficiente é 2). Sendo assim, é necessário adicionar 2 átomos de oxigênio no lado dos reagentes, e faz-se essa adição inserindo o coeficiente 2 antes da molécula de $O_{2,}$ conforme apresentado na equação a seguir:

$$1\ CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow 1\ CO_2 + 2\ H_2O$$

Finalmente, temos a equação balanceada. Para conferir se a equação está devidamente ajustada, basta contar o número de átomos de ambos os lados da equação e verificar se são equivalentes.

$1\ CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow$	$1\ CO_2 + 2\ H_2O$
1 – C	1 – C
4 – H	4 – H
4 – O	4 – O

Uma alternativa para balancear a equação, ainda pelo método das tentativas, é seguir outras regras para a identificação dos elementos prioritários.

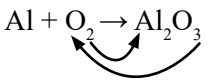
- Inicialmente deve-se considerar o elemento ou radical que consta apenas uma vez em ambos os lados da seta;
- Na sequência, seleciona-se o radical que tenha os maiores índices;
- Agora, para o mesmo elemento, converta o índice de um lado da seta em coeficiente do outro lado da seta;
- Por último, faça o mesmo com os demais elementos, usando o mesmo raciocínio.

Um exemplo prático nos ajudará entender tudo o que foi descrito nas regras anteriores. Vejamos o exemplo a seguir:

$$Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$$

Aplicando a primeira parte da regra, nesse caso, poderíamos selecionar o Al ou o O_2, porém, como o oxigênio tem o índice maior (2), ele será selecionado pela aplicação da segunda parte da regra. Agora, devemos converter o índice em coeficiente. No lado dos reagentes, o índice do oxigênio é 2 e será o coeficiente no lado dos produtos. No lado dos produtos, o índice do oxigênio é 3, e será o índice no lado dos reagentes. Vamos fazer a conversão:

Antes



Depois

$$Al + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Al_2O_3$$

Por último, devemos seguir o balanceamento para os demais elementos. Falta acertar o coeficiente do alumínio (Al):

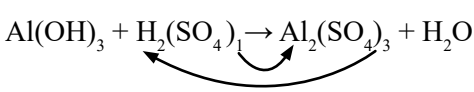
$$4\ Al + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Al_2O_3$$

Vejamos um exemplo um pouco mais complexo, porém, que se aplica perfeitamente às regras descritas:

$$Al(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2O$$

Primeiro temos que selecionar o elemento ou o radical que aparece apenas uma vez de ambos os lados. Podemos escolher o Al, o S ou o radical SO_4^{2-}. Utilizaremos o radical SO_4^{2-}, pois seus índices são 1 e 3 (antes e depois da seta). Não iremos escolher o H ou o O pois eles aparecem mais de uma vez em ambos os lados da seta.

Antes



Depois

$$Al(OH)_3 + 3\ H_2(SO_4)_1 \rightarrow 1\ Al_2(SO_4)_3 + H_2O$$

Continuando o balanceamento, devemos ajustar o Al. No lado dos produtos, podemos contabilizar 2 átomos de alumínio, então, deve ser feito o ajuste no lado dos reagentes:

$$2\ Al(OH)_3 + 3\ H_2(SO_4)_1 \rightarrow 1\ Al_2(SO_4)_3 + H_2O$$

Finalmente, contabilizando a quantidade de átomos de hidrogênio e oxigênio, podemos fazer o ajuste na molécula de água:

$$2\ Al(OH)_3 + 3\ H_2(SO_4)_1 \rightarrow 1\ Al_2(SO_4)_3 + 6\ H_2O$$

Assim, temos a equação totalmente balanceada, na qual o número de átomos de cada elemento está igualado em ambos os lados da equação.

8.3 Classificação das reações químicas

Existem diferentes formas de se classificar as reações químicas. Existem aquelas que liberam calor e são chamadas de **exotérmicas**; há também aquelas que absorvem calor, e estas são chamadas de **endotérmicas**. Há ainda outras maneiras de classificar as reações, que serão apresentadas a partir de agora.

8.3.1 Reações de adição ou síntese

São aquelas reações nas quais duas ou mais substâncias reagem formando apenas um produto mais complexo que os reagentes que o originaram. A maneira genérica de representar esse tipo de reação é da seguinte forma:

$$A + B \rightarrow C$$

Vamos observar alguns exemplos:

$$C + O_2 \rightarrow CO_{2\,(g)}$$
$$2\,Mg_{(s)} + O_{2\,(g)} \rightarrow 2MgO_{(s)}$$
$$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2(s)}$$

A reação entre o magnésio e o oxigênio, mostrada no segundo exemplo, é uma reação clássica que ocorre em *flashes* fotográficos de máquinas convencionais e também em foguetes sinalizadores. Esse tipo de reação emite uma luz bastante forte e deve-se proteger os olhos para não haver danos na visão.

Figura 8.1 – Magnésio sendo queimado, produzindo uma luz clara extremamente forte

Fonte: Shutterstock.com/usk75

As reações de síntese ainda podem ser subdivididas em duas classes:

- **síntese total** – quando os reagentes são substâncias simples, como no primeiro e segundo exemplos anteriores;
- **síntese parcial** – quando os reagentes já formam uma substância composta e, ao reagirem, originam uma terceira substância, diferente das demais.

8.3.2 Reação de análise ou decomposição

Essa classe de reações é assim denominada quando uma única substância se decompõe e origina dois ou mais produtos. Genericamente é representada pela seguinte equação:

$$A \rightarrow B + C$$

Exemplos:

$$2\ HgO \rightarrow 2Hg + O(g)$$

$$2\ NaN_{3(s)} \rightarrow 3\ N_2 + 2\ Na_{(s)}$$

Apenas como curiosidade, a reação de decomposição do NaN_3 (trinitreto de sódio) ocorre nos sistemas de *airbags* dos automóveis. Quando o dispositivo é acionado, a decomposição instantânea da molécula de NaN_3 libera N_2 e esse gás liberado é responsável por inflar as bolsas que farão a segurança do usuário.

As reações de decomposição podem receber algumas denominações especiais, de acordo com o processo ao qual elas são submetidas:

- **pirólise ou calcinação –** quando é aplicada uma fonte de calor, induzindo a decomposição dos reagentes em outros produtos;
- **fotólise** – decomposição que ocorre na presença de luz;
- **eletrólise** – a presença de eletricidade no meio reacional é responsável pela decomposição dos reagentes.

A eletrólise da água vem sendo amplamente estudada e difundida, pois essa reação produz hidrogênio (H_2), que pode ser utilizado como combustível em automóveis ou outros tipos de motores. Esse processo ainda não é comercialmente viável, já que é necessária uma quantidade enorme de energia para promover a quebra da molécula de água. Essa reação é representada da seguinte maneira:

$$H_2O \rightarrow H_2 + ½\ O_2$$

8.3.3 Reações de simples troca ou deslocamento

São reações que ocorrem quando uma substância simples reage com uma substância composta e há a formação de uma nova substância simples e de uma nova substância composta. Sua representação genérica é dada da seguinte forma:

$$A + XY \rightarrow AY + X$$

Um exemplo desse tipo de reação pode ser descrito quando uma lâmina de zinco é introduzida em uma solução aquosa de ácido clorídrico (HCl), levando à formação de cloreto de zinco ($ZnCl_2$) e promovendo a liberação do gás hidrogênio (H_2).

$$Zn_{(s)} + 2\ HCl \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

Quando esse tipo de reação ocorre, podemos dizer que o zinco **deslocou** o hidrogênio.

8.3.4 Reações de dupla troca (dupla substituição)

São reações em que ocorre a permuta de dois elementos ou radicais, levando à formação de dois novos compostos. A representação genérica dessa reação é apresentada a seguir:

$$AB + XY \rightarrow AY + XB$$

Um exemplo típico dessa classe é uma reação do tipo ácido-base que já estudamos em tópicos anteriores:

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

Outro exemplo pode ser a reação do ácido sulfúrico com o hidróxido de bário:

$$H_2SO_{4(aq)} + Ba(OH)_{2(aq)} \rightarrow 2\ H_2O_{(l)} + BaSO_{4(s)}$$

Os produtos formados são duas moléculas de água e um sal branco insolúvel em água, o sulfato de bário.

8.4 Situações em que ocorrem reações químicas

A primeira condição para que uma reação química ocorra é o contato entre os reagentes. O contato entre a espécies químicas deve ser realizado da forma mais eficaz possível. É por esse motivo que substâncias que estão no estado gasoso reagem com mais eficiência do que as que estão no estado líquido; por sua vez, as substâncias que estão no estado sólido são

as que reagem com menor efetividade. No estado sólido, o contato entre as partículas dos reagentes é dificultado, por isso, é comum dissolver esses materiais em água ou outro solvente adequado, visando garantir melhor interação entre os átomos ou moléculas.

Além disso, uma reação somente ocorre se os reagentes tiverem uma certa afinidade química, possibilitando assim que a reação ocorra.

A reatividade de compostos químicos vai além do que descrevemos e, em muitos casos, a complexidade é tanta que se torna necessário uma disciplina de estudo exclusiva para isso. Não iremos considerar esses casos específicos aqui. Falaremos a seguir de forma geral sobre as principais características que envolvem as reações químicas.

8.4.1 Reações de oxirredução

As reações de oxirredução são aquelas que envolvem a transferência de elétrons entre os átomos, os íons ou as moléculas dos reagentes. Para que isso aconteça, um dos reagentes deve apresentar a capacidade de receber elétrons, enquanto o outro deve apresentar a possibilidade de doar elétrons. Diante disso, o comportamento dos **metais** e dos **não metais** deve ser cuidadosamente estudado. Veremos nos tópicos a seguir cada uma dessas características.

8.4.1.1 Comportamento dos metais nas reações e oxirredução

A tendência dos **metais** é sempre **doar elétrons** para uma espécie receptora, por isso, os metais atuam como **agentes redutores**, também conhecidos por oxidarem. Diante da observação de vários experimentos e anotando o comportamento dos metais, foi possível determinar uma **fila de reatividade** dos metais, e ela apresenta em ordem quais são os metais mais ou menos reativos, também conhecidos pela característica de maior facilidade de doar ou receber elétrons.

$$Li > K > Rb > Ba > Sr > Ca > Na > Mg > Al > Zn > Fe > Cu > Ni > Pb > H > Cu > Hg > Ag > Pt > Au$$

Os metais que estão representados após o hidrogênio, ou seja, menos reativos que o H, são chamados de **metais nobres**.

A reatividade dos elementos aumenta da direita para a esquerda; assim, podemos dizer que o lítio (Li) é o elemento mais reativo na representação anterior.

Existe maneira de representar a fila de reatividade, porém, de forma genérica:

Metais alcalinos e alcalinos terrosos	>	Outros metais	>	**H**	>	Metais nobres

Essa fila de reatividade é capaz de prever a ocorrência ou não de uma reação. Qualquer metal que for mais reativo que o outro irá deslocar o menos reativo, isso significa dizer que um metal pode deslocar (doar) elétrons para outro metal que está localizado mais à sua direita na fila de reatividade.

Exemplo 1:

$$Mg + HgSO_4 \rightarrow MgSO_4 + Hg\downarrow$$

Essa reação ocorre, pois o Mg está localizado mais à esquerda do que o Hg.

Exemplo 2:

$$Ag + Al(NO_3)_3 \rightarrow X$$

Essa reação não ocorre, pois o Ag está localizado mais à direita do que o Al, e não há doação de elétrons.

É possível notar que o ouro está localizado na extremidade direita da fila; dessa forma, ele é considerado um dos metais menos reativos que se tem conhecimento. Em se tratando de reações com ácidos, o ouro não reage com esses ácidos isolados. Somente ocorrerá a reação do ouro com ácido quando se tem uma solução conhecida, como água régia, que é formada por 3 partes (volumes) de ácido clorídrico (HCl) e uma parte de ácido nítrico (HNO_3).

Já os demais metais podem reagir, inclusive com a água, levando à formação do hidróxido correspondente e promovendo a liberação de hidrogênio na forma gasosa.

8.4.1.2 Comportamento dos não metais nas reações de oxirredução

De maneira oposta aos metais, os **não metais possuem facilidade em receber elétrons**, sendo reduzidos, ou seja, agindo como oxidantes. Para essa classe de elementos químicos, também existe uma **fila de reatividade**:

$$F > O > Cl > Br > I > S$$

A reatividade cresce da direita para a esquerda, conforme aumenta a eletronegatividade. Nessa representação, o flúor (F) é o elemento mais reativo. Os não metais que estão mais à esquerda podem receber elétrons, ou seja, deslocar os não metais que estão mais à direita.

Exemplo 1:

$$Cl_2 + 2\ KI \rightarrow 2\ KCl + I_2$$

Essa reação ocorre, pois o cloro (Cl) está localizado mais à esquerda do que o iodo (I).

Exemplo 2:

$$I_2 + NaCl \rightarrow X$$

A reação não ocorre, pois o iodo (I) está localizado mais à direita do que o cloro (Cl).

8.4.2 Reações que não são classificadas como oxirredução

As principais reações que não são classificadas como oxirredução são as do tipo dupla troca. Existem três situações em que essas reações ocorrem, e é necessário que pelo menos um dos produtos, em relação aos reagentes, apresente alguma das características a seguir:

- um dos produtos ser mais fraco, ou seja, menos ionizado que os reagentes;
- um dos produtos ser mais volátil que os reagentes (maior facilidade de passar para o estado gasoso ou de produzir gás);

- um dos produtos ser menos solúvel ou insolúvel, e levar à formação de precipitado.

Vamos ver cada um deles mais detalhadamente a partir de agora.

8.4.2.1 Formação de um produto mais fraco

Temos o caso genérico a seguir:

$$AB + XY \rightarrow AY + XB$$

Considerando o caso de formação de um produto mais fraco, AY ou XB devem ser mais fracos que os reagentes, ou seja, menos ionizados. Essa situação é vislumbrada quando um dos produtos for um eletrófilo mais fraco ou então um composto molecular.

Um dos exemplos mais comuns de reação de dupla troca são as neutralizações, nas quais um ácido reage com uma base, formando sal e água.

$$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(1)}$$

Essa reação acontece, pois a água que é formada está menos ionizada do que o ácido e a base da qual ela foi originada. O HCl é uma molécula ionizável, enquanto o NaOH e o NaCl são compostos iônicos. Já a água é um composto molecular.

Outra situação que podemos utilizar como exemplo é quando ocorre a reação de um ácido ou base forte que desloca um sal ou base mais fraca.

$$H_2SO_4 + 2\,NaNO_{(2)} \rightarrow Na_2SO_4 + 2\,HNO_{2)}$$

O ácido sulfúrico (H_2SO_4) é um ácido forte e desloca o sal, originando um ácido mais fraco.

O mesmo pode ser observado na reação de uma base forte com um sal:

$$NaOH + NH_4Cl \rightarrow NaCl + NH_4OH$$

Nesse caso, o NaOH é uma base forte e desloca o sal, dando origem a uma base fraca, o hidróxido de amônio.

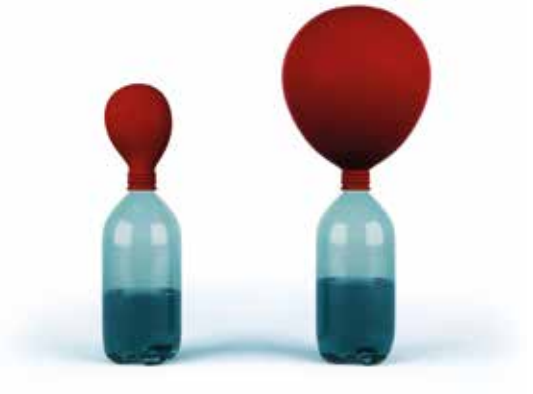
8.4.2.2 Formação de um produto mais volátil

Novamente, vamos considerar a equação genérica, para entender quais as condições ideais para ocorrer uma reação:

$$AB + XY \rightarrow AY + XB$$

Devemos mais uma vez considerar que AY ou XB deve ser mais volátil que os reagentes. Uma das reações de exemplo que podemos destacar é a adição de algum ácido a um sal de carbonato (CO_3^{2-}) ou bicarbonato (HCO_3^-). Haverá a formação de ácido carbônico (H_2CO_3), que por sua vez é instável e levará à formação de gás carbônico (CO_2), que será liberado para o ambiente.

Figura 8.2 – Formação de gás carbônico é demonstrada ao encher o balão



Fonte: Shutterstock.com/haryigit

Essa reação ocorre quando se usa, por exemplo, o bicarbonato de sódio para combater a acidez do estômago. O bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$) reage com o ácido clorídrico e forma diferentes produtos, como descrito na equação a seguir:

$$NaHCO_{3(aq)} + HCl_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$$

Os ácidos HF, HCl, HBr, HI, HCN e H_2S são alguns exemplos de produtos formados que tendem a escapar em formato de gás, devido à sua

alta volatilidade. O ácido sulfúrico (H_2SO_4) é um ácido fixo, pouco volátil e, por isso, é utilizado como reagente para a produção dos demais.

Anteriormente, apresentamos a característica de que o ácido carbônico (H_2CO_3) se decompõe muito facilmente, formando água e dióxido de carbono. No entanto, ele não é o único caso passível de decomposição espontânea. Os outros exemplos são o do ácido sulfuroso e o do hidróxido de amônio.

$$H_2CO_3 \rightarrow H_2O + CO_2\uparrow$$
$$H_2SO_3 \rightarrow H_2O + SO_2\uparrow$$
$$NH_4OH \rightarrow H_2O + NH_3\uparrow$$

Devido a essa característica, quando uma reação de dupla troca forma algum desses compostos, a representação deve ser feita na forma de água e seu componente volátil, como no exemplo apresentado anteriormente e repetido aqui para melhor entendimento.

$$NaHCO_{3(aq)} + HCl_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$$

8.4.2.3 Formação de produto menos solúvel

Outra vez, vamos considerar a equação modelo de uma reação de dupla troca.

$$AB + XY \rightarrow AY + XB$$

Para esse caso, um dos produtos formados (AY ou XB) deve ser menos solúvel do que os reagentes, levando à formação de um precipitado.

Diversos exemplos podem descrever essa classe de reações. Vamos exemplificar mostrando a reação que ocorre ao se misturar duas soluções aquosas, uma delas sendo a solução de nitrato de chumbo [$Pb(NO_3)_2$] e a outra uma solução de iodeto de sódio (NaI).

$$Pb(NO_3)_{2(aq)} + 2\ NaI \rightarrow PbI_{2(s)} + 2\ NaNO_{3(aq)}$$

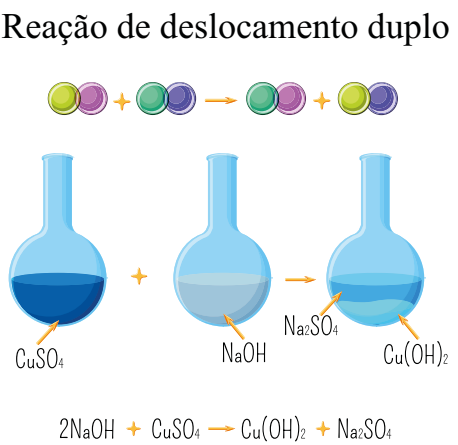
O iodeto de chumbo (PbI_2) que se formou é uma substância que não é solúvel em água e forma um precipitado.

Um outro exemplo é a reação do sulfato de cobre ($CuSO_4$) com hidróxido de sódio.

$$CuSO_{4(aq)} + 2\ NaOH_{(aq)} \rightarrow Na_2SO_{4(s)} + Cu(OH)_{2(aq)}$$

A Figura 8.3 apresenta esquematicamente a reação entre o sulfato de cobre e o hidróxido de sódio.

Figura 8.3 – Formação de precipitado em uma reação de dupla troca



Fonte: Shutterstock.com/Inna Bigun

Como os principais casos de solubilidade e insolubilidade dos produtos estão relacionados com a água (solúvel ou não em água), é importante ressaltar algumas características que já vimos em outros capítulos:

- a maioria dos ácidos é solúvel em água;
- grande parte das bases é pouco solúvel em água, exceto as bases formadas por metais alcalinos, metais alcalinoterrosos e NH_4OH;

Sabendo dessas características e de outras estudadas nos tópicos anteriores desse capítulo, é possível prever uma vasta gama de reações químicas e seus produtos.

8.5 Reações químicas envolvendo compostos inorgânicos – um resumo

Você, leitor, deve ter percebido que existe uma enorme quantidade de reações químicas que podem ser estudadas e classificadas de maneiras diferentes. Para que todo o conhecimento seja efetivamente adquirido, faremos a partir de agora um compilado com as principais subdivisões dos tipos de reações químicas, apontando alguns exemplos e detalhes importantes que merecem destaque.

Primeiramente vamos tratar das reações envolvendo agentes oxidantes e agentes redutores. Os agentes oxidantes geralmente são os não metais, e possuem o número de oxidação alto (N_{ox}). Já os agentes redutores são metais, e possuem o N_{ox} mais baixo.

$$2\ Na + Cl_2 \rightarrow 2\ NaCl$$

(O Na é o agente redutor enquanto o Cl2 é o agente oxidante)

Outra classe de reações que vimos é a das reações envolvendo ácidos e bases. Como o próprio nome sugere, essas reações envolvem ácidos e bases, mas também envolvem óxidos ácidos e básicos, óxidos anfóteros e não metais (no lado dos ácidos) e metais (no lado das bases).

O exemplo mais simples e comum que podemos encontrar é a reação entre o ácido clorídrico (HCl) e o hidróxido de sódio (NaOH), levando à formação do sal cloreto de sódio (NaCl) e de água.

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

Também destacamos as reações envolvendo o oxigênio. Esse elemento é um não metal com elevado potencial reativo, sendo o principal a combustão (queima), dando origem a uma nova classe de compostos, os óxidos. Os óxidos formados geralmente são **básicos**, **anfóteros** ou **peróxidos** quando o oxigênio reage com **metais**. O óxido de bário é um exemplo de óxido básico (BaO); o óxido de zinco (ZnO) é um óxido anfótero, pois se comporta como óxido ácido ou básico de acordo com o meio em

que ele está; e o peróxido de hidrogênio, também conhecido como água oxigenada (H_2O_2), é um exemplo de peróxido.

Já as reações envolvendo oxigênio e não metais dá origem a óxidos ácidos (ou também chamados de óxidos indiferentes). Um exemplo de óxido ácido é o dióxido de enxofre (SO_2), e o monóxido de carbono (CO) é um tipo de óxido indiferente.

Podemos inclusive dizer que o oxigênio pode "oxidar" diversos compostos. Isso significa dizer que o composto "adicionará" à sua estrutura átomos de oxigênio.

$$2\ NaSO_3 + O_2 \rightarrow 2\ Na_2SO_4$$

Observamos que o sulfito de sódio ($NaSO_3$) reagiu com o oxigênio, dando origem ao sal de sulfato de sódio.

Temos também as reações que ocorrem na presença do hidrogênio. Esse elemento pode reagir com os metais ou com os não metais, promovendo a formação de **hidretos**. Os hidretos de não metais formados são encontrados na fase gasosa, e são estáveis e moleculares. Já os hidretos formados por metais são sólidos, cristalinos, bastante reativos e são compostos iônicos.

Hidreto formado por não metal:

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2\ HCl$$

Hidreto formado por metal:

$$2\ Na + H_2 \rightarrow 2\ NaH$$

A água (H_2O) é um exemplo de hidreto comum. Ela também é uma exceção a hidretos formados por não metais, já que é liquida e possui caráter ácido.

Os hidretos metálicos, em contato com a água, reagem facilmente (hidrolisam), inclusive com a umidade presente no ar; por isso, devem ser corretamente manuseados e estocados.

As reações químicas também podem ocorrer na presença de água como reagente. Quando metais alcalinos ou metais alcalinoterrosos reagem com a água, há a formação do hidróxido correspondente. Já os metais comuns reagem com a água formando óxidos, porém, é necessário que haja aquecimento do sistema reacional. Os metais nobres como o Cu, Hg, Ag, Pt e Au não reagem com a água.

$$2\ Na + 2\ H_2O \rightarrow 2\ NaOH + H_2\uparrow$$
$$Zn + H_2O \xrightarrow{calor} ZnO + H_2\uparrow$$

Na presença de calor, os hidrácidos HCl e HF são bastante estáveis, enquanto os demais se decompõem. O ácido iodídrico (HI), por exemplo, se decompõe em H_2 e I_2. Já para os oxiácidos, o ácido sulfúrico é considerado o mais estável, e por esse motivo ele é utilizado para a produção de diversos outros reagentes. Outros ácidos, como por exemplo o ácido fosforoso (H_3PO_3), se decompõem, nesse caso formando água e anidrido fosforoso (P_2O_3).

No caso das bases, a maior parte se decompõe, formando óxidos e água, exceto as bases de metais alcalinos, que podem ser fundidos sem que ocorra decomposição.

Os sais, em sua maioria, são fortemente estáveis ao calor. Porém, caso o ácido ou a base que os originaram for instável ou termossensível, os sais irão se decompor, formando óxido.

Finalmente, os óxidos são bastante estáveis ao calor, porém, alguns podem sofrer decomposição térmica, com por exemplo os óxidos formados por metais nobres. O produto da decomposição dos óxidos de metais nobres será o próprio elemento em seu estado fundamental e oxigênio gasoso.

Atividades

1. Faça o balanceamento das reações químicas a seguir:

a) $KClO_4 \rightarrow KCl + O_2$

b) $Fe + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2$

c) $C_{12}H_{22}O_{11} \rightarrow C + H_2O$

d) $C_2H_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

e) $C_2H_6O + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

f) $NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$

2. (Mackenzie-SP) Considere as reações químicas a seguir:

I. $P_2O_5 + 3\ H_2O \rightarrow 2\ H_3PO_4$

II. $2\ KClO_3 \rightarrow 2\ KCl + 3\ O_2$ (reação na presença de calor)

III. $3\ CuSO_4 + 2\ Al \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3\ Cu$

As equações apresentadas são consideradas, respectivamente:

a) Síntese, análise e simples troca.

b) Análise, síntese e simples troca.

c) Simples troca, análise e análise.

d) Síntese, simples troca e dupla troca.

e) Dupla troca, simples troca e dupla troca.

3. (Mackenzie – SP) Na equação a seguir, quais serão os produtos formados? Qual o nome do produto que precipitará? Faça o balanceamento da reação, caso seja necessário.

$$BaCl_2 + Na_2CrO_4 \rightarrow A + B_{\downarrow}$$

4. Complete as reações parciais apresentadas e faça o balanceamento sempre que necessário. Esteja atento para casos especiais em que as reações podem não ocorrer.

a) $CO_2 + NaOH \rightarrow$

b) $SO_3 + HCl \rightarrow$

c) $Al_2O_3 + H_2SO_4 \rightarrow$

d) $O + KOH \rightarrow$

e) $MgO + HCl \rightarrow$

f) $Fe_2O_3 + HCl \rightarrow$

g) $Na_2O_2 + NaOH \rightarrow$

h) $K_2O + H_2SO_4 \rightarrow$

9

Cálculo estequiométrico

Vimos nos capítulos anteriores, especialmente no capítulo sobre reações químicas, que é possível prever um produto sabendo quais reagentes são utilizados. Conseguirmos ainda prever quantos mols desse produto será formado de acordo com a quantidade de mols dos reagentes. O cálculo da quantidade dos reagentes e consequentemente dos produtos é muito importante em química. Os **princípios de química verde**, uma visão da química que busca a solução de problemas causados pelos processos químicos, trazem inclusive um ponto muito importante que trata do uso eficiente dos reagentes para que não ocorra desperdício. Essa ideologia é descrita como o segundo princípio da química verde, que diz que se deve buscar a **economia de átomos**, desenhando metodologias que visem maximizar a incorporação de todos os materiais de partida (reagentes) no produto final.

9.1 Massa dos átomos e unidade de massa atômica (u)

Átomos ou moléculas são espécies químicas infinitamente pequenas e, por sua vez, difíceis de serem pesadas de forma individual. Sabe-se por exemplo, que a massa de um átomo de hidrogênio pesa aproximadamente 0,00000000000000000000000001660 g ou $1{,}16 \cdot 10^{-24}$ g. As massas podem ser expressas em quilos, gramas, miligramas e outras. No Sistema Internacional de Unidades (SI), a unidade-padrão para massas é o quilograma, porém, é bastante difícil mensurar a massa de um átomo em quilos.

Para facilitar a quantificação, surgiu entre os químicos a **unidade de massa atômica (u)**. Essa unidade é uma maneira de expressar a massa de algum elemento utilizando um determinado átomo como padrão de pesagem. Determinou-se que o isótopo mais comum do carbono seria utilizado como átomo padrão para a determinação da massa dos outros elementos. O isótopo utilizado possui massa igual a 12 (^{12}C), possuindo 6 prótons e 6 nêutrons. Para esse átomo, foi atribuída uma massa exata de **12 unidades de massa atômica (u)**, que corresponde ao número de massa do carbono. Dessa massa, separou-se 12 partes iguais $\left(\frac{1}{12}\right)$, e essa fração é utilizada como unidade internacional para determinação das massas atômicas e moleculares. Assim, chegou-se à seguinte definição:

> Unidade de massa atômica (u) corresponde à massa de $\frac{1}{12}$ do átomo de carbono, cujo número de massa é igual a 12 (^{12}C).

Com essa definição, atualmente é possível estabelecer a correlação entre a massa atômica e a massa em gramas, sendo que **1 u equivale a $1{,}66054 \cdot 10^{-24}$ g**.

Para expressar a massa de um átomo, é utilizada a unidade de medida **u** e não **g** (gramas). Supondo que seria possível pesar um único átomo em uma balança convencional (o oxigênio, por exemplo, ^{16}O) seria o mesmo que colocar 16 fatias da pizza (de $\frac{1}{12}$ do carbono). Sendo assim, dizemos que a massa atômica do oxigênio equivale a 16 u.

Devemos considerar uma atenção especial para a definição de massa atômica e número de massa. O número de massa corresponde ao somatório do número de prótons e de nêutrons que fazem parte daquele átomo. O elemento cloro ($_{35}Cl^{17}$) possui número de massa igual a 35, que equivale à soma dos 17 prótons com 18 nêutrons. Já a massa atômica que foi determinada por meio de experimentos equivale a 35,453 u.

Para se determinar a **massa de um elemento químico** é preciso considerar que esse elemento pode ter isótopos na natureza, ou seja, dois átomos com o mesmo número atômico (Z) mas com diferentes números de massa (A). A mistura desses isótopos é conhecida como abundância relativa e corresponde à quantidade de cada isótopo na natureza. O elemento magnésio, por exemplo, possui três isótopos. O número atômico permanece igual para todos (Z = 12), porém o valor da massa atômica varia (A = 24, 25 ou 26). A abundância na natureza também varia. O elemento magnésio com massa atômica 24 corresponde a 78,9 %, já a massa atômica 25 corresponde a 10,0% de todo o magnésio encontrado e o magnésio com massa 26 corresponde a 11,1%.

Para determinar a massa efetiva desse elemento, deve-se calcular a média ponderada das massas atômicas dos isótopos.

$$Massa\,do\,Mg = \frac{(78{,}9 \cdot 24) + (10{,}0 \cdot 25) + (11{,}1 \cdot 26)}{100}$$

A média das massas do elemento magnésio corresponde a 24,32 u, e esse valor que é apresentado nas tabelas ou fichas que indicam as massas dos elementos químicos.

A massa atômica de qualquer elemento somente é determinada utilizando-se equipamentos modernos que possuem elevada sensibilidade e precisão. Este equipamento em específico chama-se **espectrômetro de massas**. Os átomos são ionizados, acelerados e conduzidos por um campo eletromagnético. O campo gerado promove um desvio nos átomos e por meio de detectores especiais é possível determinar a massa dos isótopos dos elementos químicos.

Assim como a massa dos átomos isolados, podemos determinar a massa das moléculas. A **massa molecular** é numericamente igual à soma das massas dos elementos que compõem a molécula e também é expressa em unidades de massa atômica (u). Em outras palavras, a massa molecular indica quantas vezes a molécula é mais pesada que $\frac{1}{12}$ do isótopo do ^{12}C.

Vejamos alguns exemplos a seguir para entender como é feito o cálculo da massa:

H_2O (massas atômicas: H = 1; O = 16)

Na molécula, temos 2 átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio, então, a massa final é calculada somando-se todas as massas:

$$1 + 1 + 16 = 18 \text{ u.}$$

Massa molecular do $H_2O \rightarrow MM = 18$ u.

CO_2 (massas atômicas: C = 12; O = 16)

Nesse caso, temos um átomo de carbono e dois átomos de oxigênio, portanto, somando-se todas as massas temos 12 + 16 + 16 = 44 u.

Massa molecular do $CO_2 \rightarrow MM = 44$ u.

$MgCl_2$ (massas atômicas: Mg = 24; Cl = 35,5)

Somando-se a massa de um átomo de magnésio com dois átomos de cloro temos a seguinte equação: 24 + 35,5 + 35,5 = 95 u.

Massa molecular do $MgCl_2 \rightarrow MM = 95$ u.

Para moléculas mais complexas, com mais átomos de cada elemento, pode-se multiplicar o índice do respectivo elemento pela sua massa. Vejamos o caso da sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$):

$C_{12}H_{22}O_{11}$ (massas atômicas: C = 12; H = 1; O = 16)

- O índice do carbono é 12, então multiplica-se pela massa do C: $12 \cdot 12 = 144$ u;
- O índice do hidrogênio é 22, então multiplica-se pela massa do H: $22 \cdot 1 = 22$ u.
- O índice do oxigênio é 11, então multiplica-se pela massa do O: $11 \cdot 16 = 176$ u.

Por fim, é feita a soma dos valores parciais e a massa molecular é determinada: 144 + 22 + 176 = 342 u.

Massa molecular do $C_{12}H_{22}O_{11} \rightarrow MM = 342$ u.

Outros casos especiais que podemos nos deparar são as moléculas hidratadas, ou seja, que apresentam moléculas de água em sua composição. Por mais que a representação seja diferente, a maneira de se calcular é igual, considerando-se sempre todos os átomos (inclusive a água). Vejamos o caso do sulfato de cobre penta-hidratado ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$).

Um detalhe muito importante que deve ser levado em conta é a quantidade de moléculas de água que estão presentes. No caso do exemplo a seguir, são 5 moléculas de água, então, devemos multiplicar por 5 a massa molecular da água:

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ (massas atômicas: Cu = 63,5; S = 32; O = 16; H = 1)

$CuSO_4 = 63,5 + 32 + (16 \cdot 4) = 159,5$ u;

$5\ H_2O = 5 \cdot (1 + 1 + 16) = 5 \cdot 18 = 90$ u;

Somando-se os valores parciais: 159,5 + 90 = 249,5 u.

Massa molecular do $CuSO_4 \cdot 5H_2O \rightarrow MM = 249,5$ u.

9.2 Constante de Avogadro ou número de Avogadro

Você imaginou ir ao supermercado e comprar algum cereal contando o número de grãos (grãos de arroz, por exemplo)? Ou então comprar pedras de construção pela quantidade exata e não pelo peso ou tamanho da carga?

Existem mercadorias e produtos que são comercializados em quantidades por conjunto. No supermercado, as pessoas compram pacotes contendo 1 kg de arroz e não importa o número de grãos que estão presentes. Para a construção de uma casa, normalmente compra-se um milheiro de telhas (1000 telhas). Em química, podemos pensar de maneira semelhante. O átomo é uma partícula infinitamente pequena, é praticamente impossível de ser isolada utilizando procedimentos convencionais. Para auxiliar os químicos, eles utilizaram um conceito que já era conhecido, o conceito de massa atômica (u), e propuseram uma correlação com a massa em gramas. Foi feita a seguinte correlação (vejamos o exemplo do zinco, cuja massa molecular é 65 u):

Um átomo de zinco	*N* átomos de zinco
65 u	65 g

A mesma observação pode ser feita para moléculas, íons etc.

O valor de ***N*** não foi determinado por Avogadro (Amedeo Avogadro, pesquisador italiano que viveu entre 1776 e 1856), porém muitos estudos posteriores foram conduzidos para determinar o valor de ***N*** e chegou-se à conclusão de que esse valor seria 602.000.000.000.000.000.000.000 partículas, ou então $6{,}02 \cdot 10^{23}$ partículas. Esse conjunto de ***N partículas*** foi chamado de **Mol**, cuja definição pelo sistema internacional (SI) é a seguinte:

> Mol é a quantidade de determinada substância que contém tantas entidades elementares quantos são os átomos de ^{12}C contidos em 0,012 kg de ^{12}C.

A definição é um pouco complicada, mas podemos entender de outra maneira. Em 12 gramas de ^{12}Carbono existem $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos; então, **mol é a quantidade de substância que contém $6{,}02 \cdot 10^{23}$ entidades**.

1 mol de átomos	**É igual a**	$6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos
1 mol de moléculas		$6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas
1 mol de fórmulas		$6{,}02 \cdot 10^{23}$ fórmulas
1 mol de íons		$6{,}02 \cdot 10^{23}$ íons
1 mol de elétrons		$6{,}02 \cdot 10^{23}$ elétrons

Para simplificar o conceito de mol, podemos relacionar mol como sendo uma quantidade de matéria diretamente ligada a um número de partículas.

Em relação à constante de Avogadro, podemos tomar como exemplo de quão grande ela é imaginando que para contar todas as moléculas de sacarose contidas em 1 mol (342 g) seriam necessários 190 trilhões de séculos para que a contagem fosse finalizada.

Trazendo o conceito do número de Avogadro para o cotidiano, a fim de facilitar o entendimento desse conceito, podemos relacionar a massa molar com a massa dos elementos químicos da seguinte maneira:

Composto	Massa molecular	Número de moléculas/átomos
Etanol	46 g	$6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas
Dióxido de carbono	44 g	$6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas
Ouro	197 g	$6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos
Cálcio	40 g	$6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos

9.2.1 Massa Molar (M)

A definição de **massa molar** (M) é a **massa em gramas que um mol da substância (elemento ou íon) contém**. É a massa que contém $6{,}02 \cdot 10^{23}$ entidades. Sua unidade de medida é **grama mol**$^{-1}$ (g/mol ou $g \cdot mol^{-1}$).

Vamos considerar alguns exemplos para melhorar o entendimento.

H_2O – água (MM = 18 u)

Dessa forma, 18 u contém:

$6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas = 1 mol = 18 g

Assim sendo, a massa molar da água é 18 $g \cdot mol^{-1}$.

CO_2 – dióxido de carbono (MM = 44 u)

Então, 44 u contém:

$6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas = 1 mol = 44 g

Assim sendo, a massa molar do CO_2 é 44 $g \cdot mol^{-1}$.

NaCl – cloreto de sódio (Massa da fórmula: 58,5 u)

Então, 58,5 u contém:

$6{,}02 \cdot 10^{23}$ fórmulas de NaCl = 1 mol = 58,5 g

Assim sendo, a massa molar do NaCl é 58,5 $g \cdot mol^{-1}$.

SO_4^{2-} - íon sulfato (Massa do íon: 96 u)

Desta forma, 96 u contém:

$6{,}02 \cdot 10^{23}$ íons de SO_4^{2-} = 1 mol = 44 g

Assim sendo, a massa molar do SO_4^{2-} é 96 $g \cdot mol^{-1}$.

Também podemos determinar a quantidade de uma substância pelo seu número de mols. Conhecendo a massa de uma substância ou de um elemento químico e sabendo qual a sua massa molar, é possível saber quantos mols e quantas entidades químicas constituem tal amostra.

O número de mols, ou quantidade de matéria, é representado pela letra ***n*** e é calculado pela razão entre a **massa em gramas (m)** de determinada substância pela **massa molar (M)** dessa substância. Para simplificar, podemos utilizar a seguinte fórmula:

$$n = \frac{massa}{Massa\,molar}$$

A fórmula pode ser escrita de maneira abreviada como sendo:

$$n = \frac{m}{M}$$

A unidade de medida de ***n*** é dada em mol, já que há o cancelamento entre as unidades de massa em gramas, conforme podemos ver no esquema a seguir:

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow n = \frac{grama}{grama \cdot mol} \rightarrow n = mol$$

Temos então alguns exemplos para demonstrar o uso dessa fórmula:

Quantos mols há em 44 g de CO_2 (MM = 44 u)?

$$n = \frac{m}{M} \qquad n = \frac{44}{44} \qquad n = 1 \text{ mol}$$

Ou seja, 44g de CO_2 contém 1 mol.

Quantos mols tem em 100 g de cálcio (MM do Ca = 40 u)?

$$n = \frac{m}{M} \qquad n = \frac{100}{40} \qquad n = 2{,}5 \text{ mols de Ca.}$$

Ou seja, 100 g de Ca contém 2,5 mols.

9.3 Estequiometria

Vimos no início desse capítulo que um dos 12 princípios da química verde é a economia de átomos. Para que isso ocorra, devem ser sempre utilizadas quantidades de reagentes corretas, visando otimizar a reação, a fim de se obter produtos em maior quantidade e pureza. O cálculo da quantidade dessas substâncias é chamado de **estequiometria**. A origem dessa palavra vem do grego *stoikheion*, que significa elemento, e *metron*, que significa medição. Além da quantidade dos reagentes a serem utilizados, a estequiometria calcula a quantidade dos produtos que serão formados.

Também é comum de se observar em livros de química o uso da expressão **cálculo estequiométrico** para descrever essa observação.

Para que o cálculo estequiométrico seja viabilizado, devemos conhecer as fórmulas das substâncias, bem como sua massa molar ou molecular, além da massa atômica dos elementos. Nos próximos tópicos abordaremos os tipos de fórmulas predominantes nos cálculos estequiométricos e a maneira de realizar o cálculo.

9.3.1 Fórmula percentual

Esse tipo de fórmula apresenta a porcentagem em massa que cada elemento "ocupa" na fórmula. Para determinarmos essa porcentagem, devemos considerar a massa atômica e a massa molecular dos componentes.

Por exemplo, na molécula do dióxido de carbono (CO_2) sabemos que a massa atômica do carbono equivale a 12 u e a massa do oxigênio equivale a 16 u.

Prosseguimos com o cálculo:

$$CO_2 = \begin{array}{l} C: 12\ u \\ O: 16 \cdot 2 = 32\ u \end{array}$$

A massa molecular do CO_2 é 44 u.

Logo, na massa molecular de 44 o carbono participa com 12 u e o oxigênio com 32 u. Assim, por meio do cálculo, utilizando a regra de três, temos que:

Carbono	44 ------ 100% 12 ------ X 44·X = 12·100 44·X = 1200 X = 1200 ÷ 44 **X = 27,3% de carbono**

Oxigênio	44 ------ 100% 32 ------ X 44·X = 32·100 44·X = 3200 X = 3200 ÷ 44 **X = 72,7% de oxigênio**

Dessa forma, podemos escrever a molécula do CO_2 utilizando porcentagem com valores aproximados de $C_{27\%}O_{72\%}$.

9.3.2 Fórmula mínima ou empírica

A fórmula mínima ou empírica corresponde à menor proporção dos elementos formadores de uma substância. É sempre expressa em números inteiros ou então os menores possíveis.

Para a determinação da fórmula mínima, devemos primeiro calcular o número de mols de cada elemento e, na sequência, dividir o resultado pelo menor valor encontrado.

Vejamos os exemplos a seguir para a determinação da fórmula mínima de uma amostra que contém 1,84 g de sódio, 1,24 g de fósforo e 2,24 g de oxigênio (dadas as massas atômicas: Na = 23; P = 31; O = 16).

Primeiro, devemos determinar o número de mols (n) de cada composto. Vamos usar a fórmula referente a esse cálculo:

$$n = \frac{m}{M}$$

Na: $n = \frac{m}{M} \quad n = \frac{1,84\,g}{23\,g/mol} \quad n = 0,08\,mol$

P: $n = \frac{m}{M} \quad n = \frac{1,24\,g}{31\,g/mol} \quad n = 0,04\,mol$

O: $n = \frac{m}{M} \qquad n = \frac{2,24\,g}{16\,g/mol} \qquad n = 0,14\,mol$

Então, dizemos que essa amostra contém 0,13 mols de sódio, 0,04 mols de fósforo e 0,16 mols de oxigênio. Na sequência, vamos dividir os valores encontrados pelo menor número, ou seja, 0,04.

Na: 0,08 ÷ 0,04 = 2 mol

P: 0,04 ÷ 0,04 = 1 mol

O: 0,14 ÷ 0,04 = 3,5 mol

Como os valores encontrados não são inteiros, devemos fazer uma multiplicação utilizando o mesmo número para todos, a fim de transformá-los em números inteiros. Nesse caso, esse número que irá multiplicar todos os valores é o número 2.

Na: 2 mol·2 = 4

P: 1 mol·2 = 2

O: 3,5 mol·2 = 7

Dessa maneira, a fórmula mínima do composto corresponde a $\mathbf{Na_4P_2O_7}$.

Devemos ter conhecimento que uma fórmula mínima não obrigatoriamente caracteriza uma substância, mas sim indica a menor proporção do número de mol de átomos que cada elemento a compõe.

Há outras situações em que a quantidade de cada composto é dada em porcentagem ao invés de massa, porém, utilizamos o mesmo raciocínio para determinar a fórmula mínima.

Vejamos um exemplo de um composto formado por 43,4% de sódio, 11,3% de carbono e 45,3% de oxigênio (dadas as massas atômicas: Na = 23; C = 12; O = 16).

Vamos inicialmente determinar o número de mols de cada elemento na mistura.

$$n = \frac{m}{M}$$

Na: $n = \frac{m}{M} \quad n = \frac{43,4}{23} \quad n = 1,88\,mol$

C: $n = \frac{m}{M} \quad n = \frac{11,3}{12} \quad n = 0,94\,mol$

O: $n = \frac{m}{M} \quad n = \frac{45,3}{16} \quad n = 2,83\,mol$

Caso quiséssemos utilizar essa proporção de átomos para escrever a fórmula molecular do composto, observaríamos a seguinte situação: $\mathbf{Na}_{1,88}\mathbf{C}_{0,94}\mathbf{O}_{2,83}$.

Fazendo a divisão dos valores encontrados pelo menor número, nesse caso 0,94, tem-se a seguinte proporção em número de mols:

Na: 1,88 ÷ 0,94 = 2 mol

C: 0,94 ÷ 0,94 = 1 mol

O:2,83 ÷ 0,94 = 3 mol

Nesse caso, todos os números são inteiros, por isso não é necessário proceder com a multiplicação para transformá-los em números inteiros.

Os valores determinados já caracterizam a fórmula mínima, que é $\mathbf{Na_2CO_3}$.

9.4 Fórmula molecular

Essa representação indica quais elementos formam determinada substância e qual o número exato de átomos de cada elemento que a compõe. Em alguns casos, a fórmula molecular é igual à fórmula mínima, no entanto, em outras situações a fórmula molecular é um múltiplo inteiro da fórmula mínima.

Uma das maneiras de determinar a fórmula molecular é primeiramente determinar a fórmula mínima e depois multiplicar essa fórmula por um valor *n* (sendo *n* sempre um número inteiro = 1, 2, 3...).

$$Fórmula\,molecular = fómula\,mínima \cdot n$$

Para saber qual o valor de *n*, devemos determiná-lo a partir da massa molar da substância.

$$n = \frac{massa\ molar}{massa\ da\ fórmula\ mínima}$$

A massa da fórmula mínima é obtida por meio do somatório das massas atômicas dos átomos que a compõem.

Vejamos um exemplo para esclarecer o que foi visto anteriormente. Existem duas maneiras de se fazer esse cálculo. Iremos demonstrar os dois.

1º método:

Vamos considerar a composição química a partir da porcentagem em massa de um composto.

100 g de vitamina C (massa molecular = 176)

C = 40,9% ou, em massa, 40,9 g (C = 12)

H = 4,55% ou, em massa, 4,55 g (H = 1)

O = 54,6% ou, em massa, 54,6 g (O = 16)

Primeiro vamos determinar o número de mols de cada componente:

C: $n = \frac{m}{M} \quad n = \frac{40,9}{12} \quad n = 3,41\,mol$

H: $n = \frac{m}{M} \quad n = \frac{4,55}{1} \quad n = 4,55\,mol$

C: $n = \frac{m}{M} \quad n = \frac{54,6}{16} \quad n = 3,41\,mol$

A próxima etapa é dividir os valores obtidos pelo menor valor encontrado para encontrar a relação entre os números de mol:

C: 3,41 ÷ 3,41 = 1 mol

H: 4,55 ÷ 3,41 = 1,33 mol

O: 3,41 ÷ 3,41 = 1 mol

Nesse caso, não temos todos os números inteiros, então temos que multiplicá-los por um mesmo número, a fim de torná-los todos inteiros. Faremos a multiplicação por 3, pois é o que mais se aproxima de um valor inteiro.

C: 1·3 = 3

H: 1,33·3 = 3,99 = 4

O:1·3 = 3

Sendo assim, a fórmula mínima desse composto é $C_3H_4O_3$.

A etapa seguinte é determinar o valor de *n* para poder, finalmente, determinar a fórmula molecular. Para isso, determinamos a massa molecular (MM) da fórmula mínima. O composto $C_3H_4O_3$ possui MM = 88. Logo, utilizamos a fórmula a seguir:

$$n = \frac{massa\ molar}{massa\ da\ fórmula\ mínima} \qquad n = \frac{176}{88} \qquad n = 2$$

Chegamos ao valor de *n* = 2, ou seja, faremos a multiplicação da fórmula mínima por *n* e encontraremos finalmente a fórmula molecular:

$$Fórmula\ molecular = fómula\ mínima \cdot n$$

$$Fórmula\ molecular = C_3H_4O_3 \cdot 2$$

Fórmula molecular = $C_6H_8O_6$

Há ainda outro método para determinar a fórmula molecular. Vejamos o mesmo exemplo, porém utilizando essa outra maneira.

2º método:

Iremos relacionar as porcentagens em massa com a massa molecular do composto.

Relembrando: vitamina C (MM = 176)

C = 40,9% (C = 12)

H = 4,55% (H = 1)

O = 54,6% (O = 16)

Vamos utilizar letras no lugar dos índices para facilitar a visualização. Dessa maneira, teremos a seguinte fórmula molecular: $C_xH_yO_z$.

C_x		H_v		O_z		
12x	+	1y	+	16z	=	176
40,9		4,55		54,6		

Agora faremos a multiplicação cruzada (regra de 3) passo a passo para determinar o valor de cada componente:

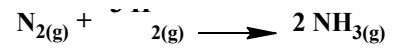
Carbono	Hidrogênio	Oxigênio
176 ------ 100%	176 ------ 100%	176 ------ 100%
12x ------ 40,9%	1y ------- 4,55%	16z ----- 54,6
12x·100 = 176·40,9	1y·100 = 176·4,55	16z·100 = 176·54,6
12x·100 = 7198,4	1y·100 = 800,8	16z·100 = 9609,6
12x = 7198,4 ÷ 100	1y = 800,8 ÷ 100	16z = 9609,6 ÷ 100
12x = 71,948	1y = 8,008	16z = 96,096
X = 6	**Y = 8**	**Z = 6**

Finalmente, podemos substituir os valores de x, y e z e determinar a fórmula molecular. Concluímos que esta é $C_6H_8O_6$.

9.5 Estequiometria das reações químicas e cálculo estequiométrico

Os fundamentos que regem a estequiometria se baseiam em proposições descritas no século XVIII e compõem as Leis das Combinações Químicas. Essas leis podem ser divididas em **leis ponderais** e estão relacionadas com as massas dos reagentes que participam da reação. Já as **leis volumétricas** estão diretamente ligadas com os volumes dos reagentes que participam da reação. Esses enunciados reforçam o embasamento para entender que uma reação acontece quando quantidades de reagentes são misturadas em proporções corretas e predeterminadas, a fim de otimizar a obtenção dos produtos.

Quando uma reação é planejada, é importante saber a quantidade do produto que será obtido e consequentemente saber quanto de reagentes será necessário. Essas quantidades podem ser determinadas em número de moléculas, ou seja, a nível molecular. Vejamos o exemplo de obtenção da amônia a partir da reação do nitrogênio com o hidrogênio:



$$N_{2(g)} + \quad {}_{2(g)} \longrightarrow 2\ NH_{3(g)}$$

Nessa reação, temos a presença de 1 molécula de N_2, 3 moléculas de H_2 e 2 moléculas de NH_3 formadas.

Em outras palavras, podemos exemplificar a representação dessa reação da seguinte maneira:

1 mol de N_2 + 3 mols de H_2 → 2 mols de NH_3

Sabendo que a massa atômica do nitrogênio é 14 e a do hidrogênio é 1, podemos dizer que 28 g de nitrogênio (2·14) reagem com 6 g de hidrogênio (3(2·1)), formando 34 g de amônia (2·17).

De posse dessas informações, podemos prever a formação de outras quantidades de produtos utilizando uma simples regra de três. Vejamos novamente o exemplo de formação de amônia, porém partindo de uma quantidade maior de reagentes, 5 mols de N_2.

1 mol de N_2 ------- 2 mols de NH_3

5 mols de N_2 ------ X

X = 10 mols de NH_3

O entendimento desse cálculo é simples. Se um mol de N_2 produz 2 mols de NH_3, quantos mols de NH_3 serão produzidos a partir de 5 mols de N_2? A resposta é: 10 mols.

O princípio da **regra de três** é simples: **quando se trata de grandezas diretamente proporcionais, a multiplicação em cruz dará origem a produtos iguais**.

Dessa forma, podemos utilizar diferentes grandezas para fazer o cálculo e prever a quantidade de um reagente ou de um produto que será formado. No exemplo anterior utilizamos quantidades em mol, mas podemos usar gramas, quilogramas, toneladas, litros, mililitros, dentre outros.

Vejamos novamente o exemplo de formação de amônia, porém partindo da informação de que desejamos obter 15 g de NH_3 (dadas as massas molares: N = 14, H = 1). Quantos gramas de nitrogênio serão necessários para viabilizar essa reação?

Considerando a reação previamente descrita, sabemos que 28 g de N_2 formam 34 g de NH_3, então procedemos com a regra de três:

28 g de N_2 ------ 34 g de NH_3

X g de N_2 ------ 15 g de NH_3

X = 12,35 g de N_2

Assim, para que ocorra a formação de 15 g de amônia, é necessário que sejam utilizados 12,35 g de nitrogênio.

Para resumir o que foi visto nesse tópico, podemos descrever 3 regras fundamentais que devem ser seguidas para nos auxiliarem no cálculo estequiométrico:

- **primeiro** – escrever a reação química para conhecer os reagentes e produtos apresentados;
- **segundo** – balancear a equação para conhecer o número de mols de cada reagente e produto;
- **terceiro** – escrever a regra de três utilizando os valores fornecidos no problema e o valor a ser determinado.

Existem ainda algumas situações especiais de cálculo estequiométrico, que iremos apresentar nos tópicos a seguir.

9.5.1 Caso 1: todos os dados do problema são expressos em massa

Esse caso em específico não apresenta nenhuma peculiaridade, porém, é uma maneira de apresentar e reforçar o que vimos e de nos prepararmos para os próximos casos.

Vejamos a situação em que devemos calcular a massa de CuO, que será obtida a partir de 2,80 g de cobre metálico (Cu = 63,5; O = 16).

Primeiro passo: escrever a equação e balancear

$$\mathbf{2\ Cu + O_2 \longrightarrow 2\ CuO}$$

Com isso sabemos que 2 mols de cobre metálico produzem 2 mols de óxido cúprico (CuO), agora podemos escrever a regra de três:

2·63,5 g ------ 2·79,5 g

2,80 g ------ X

X = 3,50 g

Com isso, determinamos que, ao utilizarmos 2,80 g de cobre metálico, será possível obter 3,50 g de óxido cúprico (CuO).

9.5.2 Caso 2: os dados do problema são informados em massa e a pergunta é em volume (ou vice-versa)

Quando se trata de volume, devemos considerar sempre que os valores serão expressos de acordo com os padrões CNTP, cujo significado é Condições Normais de Temperatura e Pressão. Essas relações são utilizadas a fim de se padronizar a representação e viabilizar a reprodução dos dados, independentemente das condições que serão utilizadas. Nas CNTP considera-se que a pressão normal (P) é igual e 1 atm (ou então 760 mm Hg ou 100 kPa). Já a temperatura normal é 0 °C, que equivale a 273 Kelvin (K).

Precisamos ainda considerar que nas CNTP o volume que 1 mol de qualquer substância ocupa equivale a 22,4 L, também escrito como 22,4 $L \cdot mol^{-1}$.

De posse dessas informações, podemos retomar o objetivo desse tópico, que é determinar o volume de um produto que será obtido a partir da massa dos reagentes.

Como exemplo, vamos determinar o volume de CO_2 formado nas CNTP por meio da calcinação/queima de 187 g de carbonato de cálcio ($CaCO_3$) (Ca = 40, C = 12, O = 16).

Primeiro devemos escrever e balancear a equação que representa essa reação:

$$CaCO_3 \xrightarrow{\text{calor}} CaO + CO_2$$

Assim, sabemos que 1 mol de carbonato de cálcio dá origem a 1 mol de dióxido de carbono. Com isso, podemos escrever a regra de três para determinar o que se pede (lembrando que 1 mol de qualquer substância nas CNTP ocupa 22,4 L).

1 mol de $CaCO_3$ = 100 g

100 g de $CaCO_3$ ------ 22,4 L (CO_2)

187 g de $CaCO_3$ ------ X (CO_2)

X = 41,89 L de CO_2 nas CNTP

Com isso, chegamos ao valor de que a queima de 187 g de carbonato de cálcio produz uma quantidade de CO_2 que ocupa 41,89 L.

Porém, devemos lembrar que nem sempre a temperatura e pressão do local onde o experimento é realizado estão de acordo com as CNTP. É comum nos laboratórios a presença de um termômetro e um barômetro para que se possa fazer a correção da temperatura e da pressão no momento exato do experimento. Vimos que nas condições normais de temperatura e pressão a temperatura é de 273 K e a pressão é de 760 mm Hg. A correção é feita por meio da fórmula da equação geral dos gases. Essa fórmula considera as condições das CNTP e as condições que devem ser fornecidas no enunciado do problema. Vamos utilizar como simulação a pressão atmosférica de 700 mmHg e a temperatura de 27 °C (300K). A fórmula da equação geral dos gases é apresentada a seguir:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0}$$

Sendo que P, V e T são fornecidos ou serão determinados e P_0, V_0 e T_0 são os valores nas CNTP.

Faremos a correção então utilizando os valores informados e a fórmula descrita anteriormente:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0} \qquad \frac{700V}{300} = \frac{760 \cdot 41{,}90}{273} \qquad V = 49{,}99 \text{ L}$$

Com isso, concluímos que o volume real de CO_2 que será formado no experimento é de 49,99 L.

9.5.3 Caso 3: todos os dados são expressos em volume

Vamos considerar um volume de 25 L que está em um laboratório com temperatura de 15 °C e 720 mmHg de pressão. Esse volume reage totalmente com cloro formando ácido clorídrico (HCl). De posse dessas informações, vamos determinar o volume de HCl formado nessa reação.

Para iniciar, vamos escrever a reação e balancear, caso necessário:

$$\mathbf{H_{2(g)} + \ ^{--}_{2(g)} \longrightarrow 2\ HCl_{(g)}}$$

Com essa informação podemos afirmar que 1 volume de H_2 produz 2 volumes de HCl. Com esses dados, podemos escrever a regra de três:

1 L H_2 ------ 2 L HCl

25 L H_2 ----- X

X = 50 L de HCl.

Concluímos então que na temperatura de 15 °C e 720 mmHg de pressão serão formados 50 L de ácido clorídrico.

Nesse caso não precisamos fazer a correção da pressão e da temperatura, pois o problema não solicitou a correção para as CNTP. Como a regra de três é um cálculo direto e imediato, os valores encontrados serão expressos nas mesmas condições que o enunciado do problema. Caso fosse solicitada a correção para as CNTP, deveríamos considerar os valores de pressão e temperatura padrão (P = 760 mmHg e T = 273 K, respectivamente) e aplicar na fórmula de Gay-Lussac, $\frac{PV}{T}$.

9.5.4 Caso 4: um dado é expresso em massa e o outro em mols (ou vice-versa)

A seguinte situação especial para o cálculo estequiométrico se assemelha à situação 2, em que os valores são expressos em unidades diferentes.

Vamos determinar, como exemplo, quantos mols de ácido clorídrico (HCl) são necessários para produzir 17,5 g de cloreto de sódio (NaCl) (Na = 23; Cl = 35,5; H = 1).

Começamos escrevendo e balanceando a reação química:

$$\mathbf{HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O}$$

Sabemos que 1 mol de HCl produz 1 mol de NaCl, que a massa molecular do HCl é 36,4 g e que a massa molecular do NaCl é 58,5 g. A partir dessas informações, podemos construir a regra de três:

1 mol HCl ------ 58,5 g

X ------ 17,5 g

X = 0,3 mol de HCl

Por fim, concluímos que para produzir 17,5 g de NaCl são necessários 0,3 mols de ácido clorídrico.

9.5.5 Caso 5: um dado é expresso em massa e a pergunta é feita em número de partículas (ou vice-versa)

No início do capítulo vimos que mol é a quantidade de substância que contém $6{,}02 \cdot 10^{23}$ entidades. Com isso, podemos relacionar diretamente a quantidade de mol com a quantidade de partículas.

No exemplo de obtenção de gás carbônico (CO_2), quantas moléculas podem ser obtidas se utilizarmos 9,5 g de carbono puro (C = 12; O = 16)?

Temos que a equação balanceada dessa reação é a seguinte:

$$\mathbf{C + O_2 \longrightarrow CO_2}$$

Observamos que 1 mol de C produz 1 mol de CO_2. Sabemos ainda que 1 mol de qualquer substância contém $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas. Podemos agora construir a regra de três:

12 g de C ------ $6{,}02 \cdot 10^{23}$moléculas

9,5 g de C ----- X

X = $4{,}8 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2

Assim, quando utilizarmos 9,5 g de carbono puro, será possível obter $4{,}8 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2.

9.5.6 Caso 6: quando há no problema duas ou mais perguntas

Nesse caso, devemos considerar que serão feitos dois cálculos, um para cada substância que se deseja descobrir o que se pede.

Vamos analisar a situação na qual queremos preparar 12,8 g de sulfato de sódio (Na_2SO_4) a partir de ácido sulfúrico (H_2SO_4) e hidróxido de sódio (NaOH) (H = 1; O = 16; Na = 23, S = 32).

Precisamos descobrir quantos gramas de ácido sulfúrico e de hidróxido de sódio serão necessários.

Primeiramente, vamos escrever e balancear a equação, para facilitar a visualização:

$$\mathbf{H_2SO_4 + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\,H_2O}$$

Sabemos que a massa molecular do H_2SO_4 é 98 g e que a massa molecular do sulfato de sódio é 142 g. Então:

98 g ------ 142 g

X ------ 12,8 g

X = 8,8 g de ácido sulfúrico

O mesmo cálculo deve ser feito para o hidróxido de sódio, sabendo que sua massa molecular é 40 g e considerando que na equação balanceada há a presença de 2 mols de NaOH:

80 g ------ 142 g

X ------ 12,8 g

X = 7,2 g de NaOH

Assim, podemos dizer que para produzir 12,8 g de sulfato de sódio são necessários 8,8 g de ácido sulfúrico e 7,2 g de hidróxido de sódio.

9.6 Eventos especiais de cálculo estequiométrico

O primeiro caso que iremos apresentar representa uma situação em que são informadas as quantidades dos reagentes no enunciado do problema. Há situações nas quais há o **excesso ou a falta** de um ou mais reagentes, e isso pode atrapalhar a formação do produto. O excesso ou falta de um reagente é conhecido como **fator limitante da reação**, uma vez que influencia na obtenção dos produtos.

Vamos considerar como exemplo novamente a obtenção de sulfato de sódio utilizando ácido sulfúrico (H_2SO_4) e hidróxido de sódio (NaOH). Em uma situação hipotética, considere que serão misturados 22,3 g de ácido sulfúrico com 9,5 g de hidróxido de sódio (H = 1; O = 16; Na = 23, S = 32).

A representação da equação balanceada é a seguinte:

$$\mathbf{H_2SO_4 + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\,H_2O}$$

Precisamos calcular a massa de Na_2SO_4 que será formada e a massa do reagente que sobrará após a reação. Primeiramente, vamos descobrir qual seria a massa de hidróxido de sódio necessária para reagir **completamente** com 22,3 g de ácido sulfúrico.

98 g de H_2SO_4 ------ 2·40 g de NaOH

22,3 g de H_2SO_4 ---- X g de NaOH

X = 18,2 g de NaOH

Descobrimos que para consumir totalmente os 22,3 g de ácido sulfúrico são necessários 18,2 g de hidróxido de sódio. No entanto, isso se torna impossível, pois o enunciado do problema disse que são fornecidos apenas

9,5 g de NaOH. Assim, dizemos que o H_2SO_4 é o **reagente em excesso** da reação. Com essas informações, precisamos fazer o cálculo reverso e descobrir qual a massa de ácido que reage com 9,5 g de NaOH, e consequentemente descobriremos qual a quantidade de ácido que está sobrando.

98 g de H_2SO_4 ------ 2·40 g de NaOH

X g de H_2SO_4 ------ 9,5 g de NaOH

X = 11,6 g de H_2SO_4

São necessários apenas 11,6 g de ácido sulfúrico para reagir totalmente com 9,5 g de NaOH. A quantidade de ácido que está em excesso é de 10,7 g.

Se o ácido sulfúrico é o reagente em excesso, o hidróxido de sódio é o reagente limitante, já que ele será totalmente consumido durante a reação e ainda restará ácido no meio reacional.

Por último, podemos descobrir quanto de sulfato de sódio será formado utilizando os valores que foram determinados anteriormente. Devemos utilizar a massa do NaOH como base para o cálculo, já que ela é o reagente limitante e acabará antes do que os demais reagentes. Considere a massa molecular do sulfato de sódio como 142 g.

2·40 g de NaOH ------ 142 g de Na_2SO_4

9,5 g de NaOH ------ X

X = 16,9 g de Na_2SO_4

Com isso, concluímos esse cálculo afirmando que, ao reagir 9,5 g de NaOH (reagente limitante) com 11,6 g de H_2SO_4 (reagente em excesso) haverá a formação de 16,9 g de Na_2SO_4 e ainda restará no meio reacional 10,7 g de H_2SO_4 não reagido.

O segundo caso especial envolve a utilização de reagentes impuros, ou seja, aquele reagente que está sendo utilizado no experimento e contém alguma impureza diferente do que é esperado. Isso não necessariamente atrapalha a reação. Em alguns casos, a impureza não participa da reação e apenas está presente durante ela. O uso de substâncias impuras é comum em processos químicos industriais, já que o reagente com 100% de pureza é muito mais caro.

O **grau de pureza (*p*)** é calculado pela razão entre a massa da substância pura e a massa total da amostra:

$$p = \frac{massa_{substância\ pura}}{massa_{total}}$$

Em um exemplo em que se utiliza 100 g de calcário, e sabendo que no calcário apenas 90 g correspondem a carbonato de cálcio (CaCO3), sendo 10 g de impurezas, temos que o grau de pureza é:

$$p = \frac{massa_{substância\ pura}}{massa_{total}} \qquad p = \frac{90}{100} \qquad p = 0,9$$

O grau de pureza do calcário nesse exemplo é de 0,9.

Também podemos expressar esse dado em **porcentagem de pureza (*P*)**. Essa porcentagem é a massa da substância diretamente relacionada com a massa total da amostra. Utilizando o mesmo exemplo do calcário, temos que:

100g de calcário -------- 100%

90 g de $CaCO_3$ puro --- *P*

P = 90 %

Podemos escrever a fórmula da porcentagem de pureza (*P*) relacionando diretamente com o grau de pureza (*p*).

$$P = 100 \cdot p$$

Vejamos um exercício resolvido a seguir para frisar melhor esse conceito. Considere uma amostra de minério chamado calcita, cuja composição é de 80% de carbonato de cálcio ($CaCO_3$). Sob elevada temperatura, há a decomposição do carbonato de cálcio, formando óxido de cálcio e dióxido e carbono, como mostrado na equação a seguir:

$$\mathbf{CaCO_3 \xrightarrow{calor} CaO + CO_2}$$

Se 950 g de calcita forem aquecidos, qual a massa de CaO que será obtida?

Primeiramente, devemos considerar a pureza da calcita:

100 g de calcita ------ 80 g de $CaCO_3$

950 g de calcita ------ X

X = 760 g de $CaCO_3$

Conhecendo as massas atômicas: Ca = 40, C = 12 e O = 16 e considerando a massa molecular do CaO = 56 g, teremos o seguinte cálculo estequiométrico:

100 g de $CaCO_3$ ------ 56 g de CaO

760 g de $CaCO_3$ ------ X

X = 425,6 g de CaO

Ou seja, o aquecimento de 950 g de calcita levará à formação de 425,6 g de CaO, considerando a pureza descrita no enunciado do problema.

Atividades

1. Sabendo que um béquer contém 120 mL de água, indique:
   a) O número de mols de moléculas de água;
   b) O número de moléculas de água;
   c) O número de átomos de oxigênio;
   d) O número de átomos de hidrogênio;
   e) O número total de átomos.

   Dados: H = 1; O = 16, N. de Avogadro: $6{,}02 \cdot 10^{23}$; Densidade da água: $1{,}0\ g \cdot mL^{-1}$.

2. Considere a equação **não balanceada** que envolve a obtenção do ácido fosfórico:

$$\mathbf{Ca_3(PO_4)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow H_3PO_4 + CaSO_4}$$

   Em um experimento no qual se tem 39 g de $Ca_3(PO_4)_2$ e é utilizada quantidade suficiente de H_2SO_4, qual será a massa (em gramas) de H_3PO_4 obtida?

   Dados: H = 1; O = 16, Ca = 40; P = 31; S = 32

3. A produção de dióxido de carbono (CO_2) é proveniente da decomposição térmica do carbonato de cálcio ($CaCO_3$). Qual o valor em litros de CO_2 que foi produzido pela reação de 270 g de carbonato de cálcio, considerando que a temperatura e a pressão anotadas foram de 27 °C e 0,8 atm?

Dados: Ca = 40; C = 12; O = 16; 1 atm = 760 mmHg; 273K = 0 °C.

4. Determine o número de moléculas de água (H_2O) que são produzidas pela queima completa do acetileno (C_2H_2) ao serem consumidas $1{,}3 \cdot 10^{23}$ moléculas de gás oxigênio.

10

Processos químicos industriais

Estamos prestes a finalizar o conteúdo dessa obra e, para isso, iremos estudar um pouco sobre os processos industriais que envolvem reações químicas como um todo. Os processos químicos são um conjunto de operações que permitem a modificação física ou química de determinado produto ou mistura, cujo objetivo é obter novos produtos desejados e de maneira controlada. Esses processos fazem parte de um setor específico chamado de indústria química, que é subdividido em diferentes ramificações de acordo com a especificidade do que se pretende obter.

A dimensão de um processo químico é extensa e envolve departamentos específicos, desde metalurgia, química nuclear, setor farmacêutico, processos petroquímicos, fabricação de plásticos e cerâmicas, síntese de substâncias orgânicas, inorgânicas, bioquímicas, dentre outras.

Embora a maioria dos processos industriais envolva transformações químicas ou bioquímicas, as transformações físicas são muito importantes e também devem ser consideradas. Talvez uma das principais transformações físicas que possa existir é o processo de destilação do petróleo; por meio de diferentes temperaturas ao qual o petróleo é submetido, diferentes compostos são separados (óleo combustível, gasolina, óleo diesel, querosene, butano, metano etc.). Outro processo industrial que não envolve transformação química é a destilação do caldo de cana-de-açúcar, fermentado para a obtenção do etanol. Em ambos os processos citados, não há nenhum tipo de conversão química, há apenas a separação de substâncias envolvendo processos físicos.

Nesse capítulo, serão apresentados alguns dos principais processos químicos utilizados no Brasil e no mundo. Alguns desses são de extrema importância para a sociedade e devem ser conhecidos, já outros são processos mais específicos para algumas áreas do conhecimento individual do leitor, porém, não deixam de ser importantes.

10.1 Entendendo o funcionamento de processos industriais

Estudamos até o momento que a química é muito variável e adaptável. Para aulas de química demonstrativas, por exemplo, podemos facilmente substituir reagentes químicos por produtos que temos em casa (ácido acético por vinagre, ácido cítrico por suco de limão, dentre outros). Porém, nos processos industriais, não se pode substituir um reagente ou uma etapa sem um estudo prévio detalhado, pois isso pode gerar prejuízos ao proprietário da indústria. Por isso, tudo deve ser precisamente estudado e feito para aquele tipo de procedimento.

A primeira situação que deve ser observada é o tipo de operação que se pretende realizar: **batelada ou contínua**. Um sistema em **batelada** é quando todos os reagentes são adicionados a um reator e, após ocorrer o fenômeno desejado, o produto é retirado. Na sequência, o reator é preparado novamente, novos reagentes são adicionados e reinicia-se todo o processamento. Já no sistema **contínuo**, o reator é constantemente ali-

mentado e o produto é constantemente retirado. Não há intervalos entre as etapas, tudo acontece simultaneamente.

Outro fator importante e que está presente na grande maioria dos processos industriais envolve a qualidade da água utilizada, seja para resfriamento de sistemas, lavagem de instalações, produção de vapores ou até mesmo sua utilização como reagente nos processos. A água é certamente o fluido mais utilizado para o resfriamento de instalações, devido ao seu baixo custo e alta disponibilidade. Dependendo do tipo de indústria, essa água é utilizada uma vez e descartada; portanto, é necessário um cuidado especial. Essa água deve ser devolvida com a mesma pureza com que foi captada, com temperatura suficientemente baixa e outras características que estão contidas em manuais e legislações pertinentes. Já a água que será utilizada como reagente deve ser livre de íons (desmineralizada) para reduzir efeitos negativos nos processos em que ela será empregada.

Uma das últimas etapas da maioria das indústrias é o tratamento dos efluentes e manejo de poluentes. Mesmo uma pequena indústria deve tomar atenção especial nesse quesito, pois o acúmulo de contaminantes pode causar danos de grande porte a longo prazo. Cada efluente possui uma maneira de ser tratado, uma vez que a composição química difere de acordo com o ramo de atividade da companhia. Assim, torna-se necessário que cada instalação determine a composição química do efluente, quantifique, trate e descarte da forma correta, sempre atendendo à legislação específica.

De agora em diante, você, leitor, será apresentado a algumas técnicas industrialmente aplicadas para a produção de diversos insumos utilizando diferentes processos.

10.2 Galvanização

A técnica de **galvanização**, também conhecida como **zincagem por imersão ao fogo**, é um processo ao qual o aço é submetido visando sua proteção contra a corrosão. Essa técnica é amplamente utilizada devido a sua grande eficiência, conferindo as propriedades desejadas ao aço, além de possuir um baixo custo. Existem ainda outras técnicas que podem ser utilizadas, porém de maneira menos escalonada: a eletrodeposição a partir de um eletrólito aquoso e a metalização.

O procedimento de zincagem, como o próprio nome sugere, consiste na imersão da matéria-prima (usualmente o aço) em um banho de zinco fundido e, devido à elevada, temperatura serão formadas camadas de ligas de ferro-zinco e zinco puro na superfície do material. Devido à espessura da camada protetora formada, observa-se uma excelente proteção contra intempéries, principalmente a corrosão, conferindo ao material um aumento de sua vida útil.

O revestimento com zinco pode ser feito de duas maneiras distintas. O primeiro procedimento é conhecido como **revestimento por barreira física**, enquanto o segundo é conhecido por **proteção galvânica**. No revestimento por barreira, a deposição de uma camada de zinco cria uma barreira entre o aço, por exemplo, e o ambiente externo, evitando assim a corrosão. Por sua vez, na proteção galvânica, o zinco atua como ânodo de sacrifício, ou seja, ele será corroído preferencialmente ao invés do aço. Ademais, a corrosão do revestimento de zinco gera produtos de oxidação que também atuam como barreiras protetoras. Caso o aço sofra arranhões ou cortes, esses produtos de oxidação atuarão como revestimento de barreira, impedindo novamente a corrosão.

Figura 10.1 – Banho de zinco derretido, em que o metal será inserido para galvanização

Fonte: Shutterstock.com/Bogdan Vija

10.3 Cromagem ou cromação

Como o próprio nome sugere, cromagem ou cromação consiste na deposição de uma camada de cromo sobre a superfície de algum material.

Assim como a zincagem, a cromação também é um processo de galvanoplastia. O procedimento utilizado é conhecido como eletrodeposição, cujo princípio é caracterizado por um processo eletrolítico de revestimento de superfícies com metais. A principal função da cromação é tornar os materiais mais resistentes a corrosão, alterar suas características elétricas ou apenas melhorar o aspecto estético do produto.

A deposição para fins estéticos ou decorativos consiste em aplicação de um filme fino de cromo na ordem de 0,25-0,50 μm, cujo aspecto visual é azul prateado. Essa deposição geralmente é feita sobre o níquel, uma vez que este é um fator contribuinte para a proteção contra a corrosão e apresenta um fator de dilatação próximo ao do cromo, evitando falhas como rachaduras, por exemplo.

A deposição do cromo sobre superfícies é um processo mais complexo do que a deposição de outros metais, como níquel ou cobre, por exemplo, porque o íon que conduz o metal é o ânion e é a parte que deveria migrar para o ânodo durante o processo da eletrólise.

Para o processo de cromação, o banho de cromo possui constituição predefinida e sua composição geralmente não varia. No entanto, pequenas mudanças na proporção dos constituintes alteram consideravelmente os resultados esperados. Os principais constituintes atualmente utilizados nos processos comerciais são:

- **trióxido de cromo (CrO_3)** – é o sal responsável por ceder o metal (Cr) para a solução. Usualmente a concentração do sal varia entre 200 e 500 $g \cdot L^{-1}$. Esse sal possui elevado potencial de toxicidade e deve ser manuseado com cuidado e atenção;
- **ácido sulfúrico (H_2SO_4)** – é um reagente importante e responsável pela deposição do metal reduzido no cátodo. O ácido sulfúrico aumenta a velocidade de deposição e garante que esta seja homogênea.
- **fluoreto (F^-)** – o fluoreto possui a função de aumentar o potencial de penetração e a velocidade das reações químicas que acontecem na interface do ânodo-solução-cátodo.

Além disso, é comum de se encontrar a presença de outros metais em menor quantidade no banho de cromação. Esses metais (ferro, níquel, cobre, zinco etc.) são provenientes de impurezas do substrato ou podem ser oriundos de arraste de banhos anteriores. Quando em baixa concentração, não interferem na cromação e não há perda de rendimento.

A deposição de cromo na superfície dos materiais pode ser influenciada por alguns fatores, sejam eles positivos ou negativos. Dentre eles destacam-se:

- escolha do catalisador (acelerador da reação);
- proporção entre os reagentes;
- temperatura;
- tempo de deposição;
- concentração de cromo no banho.

Vale ressaltar que o cromo é considerado um elemento bastante tóxico, porém, depende do seu estado de oxidação. Como o cromo 3+ (trivalente) e o cromo 6+ (hexavalente) são as formas mais estáveis desse metal, são as formas mais utilizadas no processo de cromação. O cromo trivalente é encontrado nos organismos vivos, dentre eles os humanos, e é considerado o mais estável. Já na sua forma hexavalente, é considerado um poluente, cancerígeno e sua utilização é proibida em alguns países. No Brasil, o cromo hexavalente não é proibido e, por isso, é aplicado em revestimentos de cromação, com o ônus da necessidade de um tratamento de efluentes bastaste rigoroso.

Figura 10.2 – Peças de um motor revestidas por cromo

Fonte: Shutterstock.com/AnyVidStudio

10.4 Anodização

A anodização é um processo eletrolítico amplamente utilizado na indústria que visa aumentar as propriedades que evitam a corrosão em ligas de alumínio (Figura 10.3). É um procedimento bastante aplicado no setor aeronáutico, promovendo mais estabilidade aos componentes dos aviões. A reação que ocorre dá origem a uma camada anódica que é depositada sobre o alumínio, cuja composição é majoritariamente de óxido de alumínio, e é produzida diretamente na superfície do metal, possuindo espessura e deposição controladas. A anodização é realizada por meio de um diferencial de corrente contínua em banhos eletrolíticos com controle rigoroso de temperatura e sob intensa agitação.

Figura 10.3 – Peças de alumínio anodizadas para aumentar a resistência à corrosão

Fonte: Shutterstock.com/SHINPANU

Para que o procedimento ocorra de maneira eficiente, é necessário um sistema do tipo "pilha de corrosão eletrolítica", que é formado pelos seguintes componentes:

- área anódica, onde ocorrerá a corrosão (reações de oxidação);
- área catódica, onde ocorrem as reações de redução;
- eletrólito, cuja função é conduzir a corrente e viabilizar as reações químicas;
- ligações entre as áreas anódicas e catódicas.

Dentre os processos mais comuns de anodização se destacam a anodização crômica e a anodização sulfúrica. Porém, a anodização crômica envolve o uso de banhos de decapagem, em que há a presença do cromo em seu estado de oxidação 6+, conhecido pelo seu potencial tóxico e cancerígeno. Por outro lado, o uso do sistema de anodização sulfúrica é responsável por uma redução considerável da resistência à fadiga do alumínio que foi anodizado, sendo esse procedimento proibido em ligas que necessitam de alta resistência e que são usadas em peças estruturais.

O processo de anodização segue algumas etapas que são cruciais para o bom desempenho do procedimento. Os principais pontos são:

a) **desengraxe e lavagem** – essas etapas visam remover resíduos de óleos e gorduras da superfície do metal, bem como outros tipos de aderentes que possam estar presentes. Na sequência, é feita a lavagem com água, a fim de garantir a total limpeza da superfície.

b) **fosqueamento** – etapa que promove a remoção do filme de óxido que possa estar incrustado na superfície. Esse procedimento é realizado com uma solução de soda cáustica na concentração entre 5 e 10% em temperaturas de 55 a 65 °C. O resultado é uma superfície levemente áspera que está praticamente pronta para a etapa posterior.

c) **anodização** – é a etapa final em que ocorre a formação de uma camada anódica homogênea, responsável pela resistência à corrosão. Para essa etapa, deve-se controlar a concentração de ácido sulfúrico no meio de reação; controlar a temperatura do banho, para minimizar defeitos no material; controlar a voltagem e a densidade da corrente elétrica; agitação, tempo e concentração de alumínio no banho são os demais fatores que devem ser controlados para garantir a correta deposição na superfície do material.

10.5 Deposição química em fase vapor

Dentre os diversos tratamentos para revestir superfícies e garantir maior estabilidade e durabilidade, a deposição química em fase de vapor

surge como mais uma alternativa viável e eficiente. Como o próprio nome sugere, o reagente que irá fazer o revestimento deverá ser vaporizado e depositado sobre a superfície que será recoberta. A temperatura do sistema como um todo é responsável por fornecer a energia necessária que iniciará a reação química, e essa temperatura elevada ainda será responsável pela aderência do material à superfície.

Por mais que pareça uma técnica moderna, há estudos que mostram que o início desse tipo de recobrimento data do ano de 1896, em que pesquisadores fizeram depósito de carbono sobre a superfície de um material. Posteriormente, a técnica foi aprimorada e atualmente diversos tipos de compostos podem ser depositados como materiais de recobrimento.

Para entender essa melhor essa técnica, temos que entender o fundamento experimental como um todo. Os reagentes que se encontram na fase de vapor reagem entre si próximos ou até mesmo sobre o substrato que está aquecido na temperatura desejada. A partir de então, diversas reações químicas ocorrem e dentre elas destacam-se: a pirólise, também conhecida como decomposição térmica; reação de redução e oxidação; além de oxigenação e nitração. As reações necessitam de uma energia de iniciação para que vaporizem o material a ser depositado e ocorram satisfatoriamente. Essa energia pode ser térmica, que ocorre acima de 900 °C, pode ser ativada por plasma com temperaturas variando entre 300 e 500 °C ou então a energia de ativação pode ser oriunda de luz ultravioleta em comprimentos de onda baixos (ativação por fótons).

A dinâmica completa desse tipo de revestimento segue as leis da termodinâmica e é estudada pela mecânica de fluidos, porém iremos tratar apenas do entendimento do processo de forma generalista.

Para que ocorra a formação do filme de proteção, uma sequência de etapas é observada:

- difusão dos gases reagentes;
- adsorção dos reagentes na superfície do material;
- ocorrência da reação química;
- liberação e evacuação de produtos secundários de reação.

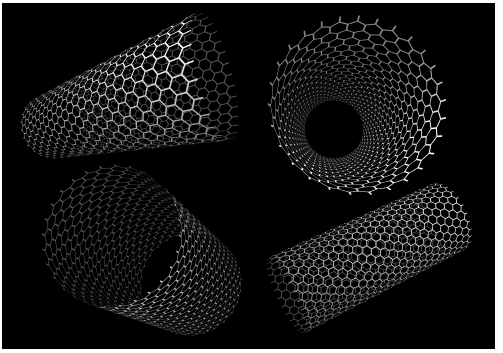
Essas diferentes etapas ocorrem na sequência e se relacionam com a velocidade de crescimento do filme. Quando a condição reacional envolver baixo fluxo de gás e alta temperatura, a chegada dos reagentes precursores até a região de crescimento do filme é considerada a etapa lenta da reação. No caso de temperaturas mais baixas, considera-se a adsorção dos reagentes juntamente com as reações na superfície do material a etapa limitadora do processo. Assim, o mecanismo de reação é limitado pela cinética das reações químicas de superfície.

10.5.1 Aplicação prática para a produção de nanotubos de carbono

O uso de tecnologias eficientes para a produção de novos produtos é um dos principais focos da indústria atualmente. Com essa visão, existem estudos que vislumbram a produção de nanotubos de carbono utilizando a técnica de deposição por camada de vapor.

Um nanotubo de carbono (Figura 10.4) é uma estrutura química tubular constituída de uma folha de grafeno circular, com aspecto de tubo, que possui dimensões como diâmetro na faixa nanométrica e comprimento que ficam na faixa de micrômetros. Esse tipo de material vem sendo amplamente estudado pelos cientistas, já que apresenta características extraordinárias como, por exemplo, elevada dureza e resistência mecânica, bem como boas propriedades de condutividade térmica.

Figura 10.4 – Malha hexagonal de nanotubos de carbono



Fonte: Shutterstock.com/metamorworks

A produção de nanotubos de carbono pela técnica de deposição por camada de vapor é uma das mais utilizadas atualmente devido ao seu custo pequeno para implementação e produtividade elevada.

Essa tecnologia envolve a passagem de compostos químicos formados por carbono e hidrogênio (hidrocarbonetos) na forma de vapor por um forno aquecido a temperaturas que podem chegar até 1200 °C. Para que essa reação ocorra, é utilizado um catalisador que possui a função de promover e acelerar a reação e será responsável pela decomposição desses hidrocarbonetos para a formação posterior dos nanotubos.

A fonte de hidrocarbonetos possui baixa complexidade, e pode ser encontrada de várias formas:

a) **gasosa** – acetileno, metano etc.;
b) **líquida** – álcoois, benzeno etc.;
c) **sólida** – cânfora, naftalina etc.

As fontes de hidrocarboneto que não são gasosas passam por etapas de pré-tratamento para torná-las propícias para o uso. Os reagentes líquidos são previamente aquecidos e o vapor gerado é arrastado para dentro do forno por um gás de arraste. Já os reagentes sólidos são colocados em um local no forno de menor temperatura e são convertidos diretamente do estado sólido para o gasoso.

Genericamente, o mecanismo de formação dos nanotubos por deposição de vapor ocorre após a decomposição dos hidrocarbonetos. Essa decomposição leva à formação do gás hidrogênio e de carbono. O hidrogênio é liberado enquanto o carbono em excesso é precipitado, formando uma estrutura cilíndrica sem defeitos e estável, dando origem aos nanotubos desejados.

Apesar dos diversos usos dos nanotubos de carbono, sua aplicação é muito importante para a construção de transistores em circuitos eletrônicos, fabricação de produtos esportivos, telas coloridas dobráveis, roupas inteligentes e também na biotecnologia.

10.6 Revestimentos poliméricos

Uma outra classe de materiais de revestimento que vem sendo aplicada sobre espécies metálicas é a dos polímeros. Esse tipo de produto

surgiu para atender a uma demanda que surgiu pelo desenvolvimento de diferentes tipos de aço que, consequentemente, possuem diferentes características de corrosão, as quais devem ser evitadas para mitigar possíveis problemas de estabilidade.

Em países desenvolvidos, como por exemplo nos Estados Unidos e no Japão, calcula-se que o gasto para manutenção de estruturas metálicas que sofreram corrosão chegue na faixa de 5% do PIB. Apesar das técnicas tradicionais de revestimento, como o caso da cromação, existe a preocupação com a contaminação ambiental, devido à toxicidade de alguns desses materiais. Dessa maneira, revestimentos não metálicos têm sido desenvolvidos e aplicados devido ao seu menor impacto ao meio ambiente. Além de promover o revestimento da superfície, os materiais poliméricos promovem melhorias estéticas e algumas propriedades que são previamente planejadas, tal como o desgaste de peças.

Dos diversos tipos de polímeros disponíveis e que são utilizados como revestimentos contra corrosão, a polianilina e seus derivados são bastante utilizados. No entanto, algumas limitações no uso desses materiais são observadas; a baixa solubilidade em alguns solventes orgânicos dificulta o seu processamento. Além disso, a baixa resistência térmica surge como um empecilho, inviabilizando seu uso em diversos casos. Porém, o uso de misturas conhecidas como blendas com outros tipos de polímeros permite a sua utilização, promovendo ganho em propriedades elétricas, bem como melhorias nas propriedades térmicas e mecânicas.

Uma das principais técnicas de deposição de polímeros sob superfícies é por meio da aspersão térmica. As principais vantagens dessa técnica relacionam-se com a alta adesão do polímero na superfície; é compatível com diversos tipos de materiais e garante baixa porosidade. Como existem diferentes tipos de polímeros e diferentes superfícies de deposição, algumas variações no processo são necessárias para adaptar a tecnologia. As principais diferenças envolvem o tipo de revestimento a ser utilizado, o método de aquecimento e o método de propulsão do substrato.

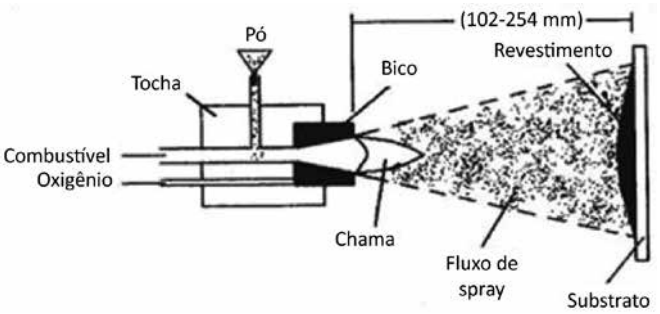
Os revestimentos oriundos de aspersão térmica são de extrema importância em situações que exigem resistência a desgaste e corrosão. Dentre essas situações destacam-se as indústrias aeroespacial, aeronáu-

tica, automobilística e eletroeletrônica. A escolha do método de deposição apropriado juntamente com o tipo de material garante maior segurança e maior economia com manutenção e desempenho das peças.

Outra classe de revestimento que é conhecida e já estudada é a das poliamidas. Suas principais propriedades agregam resistência à exposição atmosférica, menor coeficiente de atrito, ótimas propriedades mecânicas, elevada temperatura de fusão e resistência a fadiga. Ademais, as poliamidas possuem resistência a alguns solventes orgânicos, garantindo assim maior versatilidade.

Em relação ao método de aplicação por aspersão térmica, um dos mais simples e tradicionais dá-se por combustão. Esse método é conhecido industrialmente pelo termo em inglês "*flame spray*", que em tradução livre significa "*spray* de chama", e consiste em fundir o material de revestimento em um forno, e um fluxo de gás faz o arraste do material fundido que será aspergido contra a superfície a ser revestida. O princípio de funcionamento dessa tecnologia é apresentado na Figura 10.5 a seguir.

Figura 10.5 – Esquema de aspersão por chama



Fonte: Lima et al. (2012). Disponível em: http://www.scielo.br/pdf/si/v17n4/a11v17n4.pdf

Usualmente os gases utilizados como combustíveis são o acetileno, o propano e o hidrogênio. O tipo de gás a ser empregado varia de acordo com as características do polímero e da qualidade que se espera do revestimento.

Diferentemente do uso tradicional dos revestimentos poliméricos para a proteção de superfícies metálicas, existe ainda a possibilidade de utilização desses materiais para outros fins. Uma classe importante e que

vem sendo amplamente estudada é a liberação controlada de fármacos e fertilizantes. Esse tipo de aplicação é extremamente importante, uma vez que é possível controlar a liberação do produto e manter seu efeito por períodos prolongados.

No caso da liberação controlada de fertilizantes, há o ganho de aproveitamento, já que um adubo que é despejado sem proteção alguma está sujeito às condições edafoclimáticas para incorporação no solo. Ao se aplicar uma camada que atua como barreira de revestimento, há um controle da liberação do fertilizante, que pode ser ajustada para ser lenta ou rápida e para que se adeque às necessidades de cultivar no solo. Esse mesmo entendimento serve para os fármacos. É possível produzir um medicamento revestido que terá uma liberação controlada a curto ou longo prazo, viabilizando a melhor absorção pelo organismo. A desvantagem desses revestimentos é que eles precisam ser atóxicos aos organismos e não poluentes ao meio ambiente, uma vez que estarão em exposição por tempo prolongado.

10.7 Metalização

É notório que o processo mais utilizado para revestimento de alguns materiais se dá por meio de eletrodeposição ou galvanização. Apesar de ser bastante comum, a galvanização já é uma técnica ultrapassada se considerarmos que os resíduos encontrados nos banhos de recobrimento são nocivos à saúde e ao meio ambiente.

Outras diversas técnicas de metalização já são amplamente disponíveis na indústria. Dentre esses processos destacam-se a deposição química por fase de vapor, que citamos anteriormente, a deposição física por fase de vapor, a deposição por plasma pulsado de alta densidade, e muitos outros.

Os processos de deposição física por fase de vapor se destacam devido a sua versatilidade e qualidade do recobrimento alcançada. De maneira similar à deposição química por fase de vapor, a deposição física consiste em lançar átomos oriundos de um alvo metálico sob uma superfície a ser metalizada. Ao atingirem essa superfície, os átomos se condensam e aderem ao material, dando origem a um filme fino.

O processo de metalização, assim como outros já descritos, promove mudanças na superfície do material, tal como refletividade, resistência a abrasão, condutividade elétrica, dentre outras.

A qualidade do revestimento metálico está diretamente relacionada com os parâmetros de adesão do filme ao substrato.

A aderência está ligada com a capacidade do filme em se desprender da superfície do material recoberto, gerando assim uma falha. Se a energia necessária para separar o filme do substrato for superior à energia que liga o filme à superfície do material, haverá uma falha e, consequentemente, o desprendimento da cobertura metálica. As forças que mantêm as ligações interfaciais (filme–substrato) podem ser de caráter químico, mecânico, eletrostático, forças de Van der Waals, ou então a combinação de uma ou mais dessas.

A adesão do filme à superfície pode ser controlada por alguns fatores. Um dos principais motivos que pode prejudicar ou melhorar a adesão é o percurso que os átomos percorrem até se chocarem com a superfície de deposição. Caso a distância seja muito grande, há chances de colisão dos átomos com partículas de gás, acarretando perda de energia. Além disso, quanto menor a distância, menor a chance de colisão com partículas de impurezas, garantindo maior eficiência ao procedimento. Ademais, fatores como temperatura, tensão e corrente elétrica afetam significativamente o recobrimento dos materiais.

O controle de todos os parâmetros é fundamental para a obtenção de um filme fino e de qualidade, garantindo maior adesão e resistência do filme sob a superfície recoberta.

Figura 10.6 – Aplicação manual de revestimento metálico sob peças

Fonte: Shutterstock.com/Dmitry Kalinovsky

10.8 Plastificação

Um dos materiais mais fácil de ser encontrado no nosso cotidiano é o plástico. Produzido geralmente a partir do petróleo, o plástico é formado por uma mistura complexa de moléculas que possuem diferentes propriedades, dando origem assim a composições e características variáveis aos materiais.

Os plásticos são normalmente compostos orgânicos poliméricos sintéticos, ou seja, uma molécula se repete diversas vezes para formar o polímero. Na presença de calor e pressão, os plásticos se tornam maleáveis e moldáveis, originando peças e estruturas de diversos formatos.

Os polímeros que originam os plásticos são subdivididos em classes, e é importante que conheçamos essa divisão para entendermos melhor o processo de revestimento.

10.8.1 Termoplásticos

São conhecidos como os plásticos convencionais, perfazendo a maior parte dos plásticos comerciais. Sua principal vantagem é que podem ser fundidos diversas vezes, ou, em outras palavras, podem ser reciclados.

Dependendo da condição ambiente a que se encontram, os termoplásticos podem ser rígidos, maleáveis ou até mesmo frágeis.

Os principais termoplásticos que são comercializados são: polietileno, polipropileno, politereftalato de etileno (PET), policloreto de vinila (PVC), dentre outros.

Figura 10.7 – Exemplo de um termoplástico do tipo PET

Fonte: Shutterstock.com/DidiPho

10.8.2 Termofixos (termorrígidos)

Essa classe é bastante estável a variação de temperatura, porém bastante rígida e frágil. Uma vez que esses plásticos estão prontos, eles não possuem a propriedade de serem fundidos novamente, sendo assim, a reciclagem é inviável.

Os principais exemplos de plásticos termofixos são a baquelite, utilizada em tomadas; o poliéster, usado em caixas de água e piscinas; entre outros.

Figura 10.8 – Caixas d'água representando plásticos termofixos

Fonte: Shutterstock.com/sunipix55

10.8.3 Elastômeros

Como o próprio nome sugere, são plásticos do tipo borracha, posicionando-se em uma classe intermediária entre os termoplásticos e os termofixos. Esses materiais não apresentam facilidade de fusão, mas também não são rígidos como os termofixos. Sua reciclagem é dificultada, devido a sua propriedade elástica.

Os principais exemplos de elastômeros são os pneus, as mangueiras, as vedações etc.

Figura 10.9 – Diferentes tipos de mangueiras para demonstrar os plásticos elastômeros

Fonte: Shutterstock.com/Flegere

10.8.4 Aplicações em revestimentos

A vantagem do uso de plásticos em revestimentos está atrelada principalmente a sua resistência à corrosão. Além disso, deve-se considerar a sua plasticidade, baixa densidade, capacidade de isolamento térmico e, ainda, a possibilidade de coloração, que garante propriedades estéticas e decorativas.

Esses materiais são amplamente utilizados na construção civil, principalmente o PVC. Cerca de 60% do PVC fabricado no Brasil é consumido por esse setor, devido a características que englobam a sua versatilidade, durabilidade e baixa manutenção.

Outra classe de plásticos amplamente empregada em revestimentos industriais são as resinas epóxi. Essas resinas são produtos sintéticos que possuem uma grande quantidade de propriedades que podem ser ajustadas de acordo com a necessidade. Elas podem ser líquidas, com baixa viscosidade, ou até mesmo sólidas, com alto ponto de fusão. Quando as resinas reagem com reagentes específicos, elas podem se tornar plásticos termorrígidos, que apresentam excelente resistência mecânica e isolamento elétrico. Esses materiais são utilizados em revestimentos de superfície, membranas impermeabilizantes, pinturas anticorrosivas, adesivos, selantes e até mesmo em pavimentações.

Figura 10.10 – Chão de uma fábrica de automóveis revestido por resina epóxi

Fonte: Shutterstock.com/BELL KA PANG

Ainda existem outros tipos de materiais plásticos que podem ser usados como revestimentos. A escolha de cada material depende do propósito e do que se espera. Polimetil-metacrilato, silicones, poliamidas, polietileno, poliestireno e policarbonato são outros tipos de materiais plásticos industrialmente utilizados para recobrimento de superfícies.

10.9 Zincagem

A busca por tecnologias mais limpas de revestimento de superfícies faz com que processos convencionais que hoje estão disponíveis industrialmente sejam revistos ou até mesmo descartados. É o que vem acontecendo com o uso de processos de fosfatização e cromação. O uso desses sistemas gera uma grande quantidade de resíduos sólidos e efluentes que são nocivos a organismos e ao meio ambiente como um todo. No caso do cromo, há a possibilidade de desprendimento do seu estado hexavalente, que é considerado tóxico e cancerígeno. Já no caso da fosfatização, os íons fosfato são responsáveis por causar a eutrofização de águas superficiais.

Como já é sabido, o ferro e o aço estão presentes em praticamente todos os tipos de atividades de todos os setores, desde a construção civil até em equipamentos eletrônicos de alta delicadeza. Porém, esses materiais por si só não apresentam a resistência necessária contra intempéries ou ações mecânicas, levando a sua rápida degradação, aumentando custos.

Nesses e em outros casos, o zinco surge como uma alternativa bastante promissora, atuando como uma proteção catódica, impedindo totalmente ou retardando a corrosão metálica. O revestimento sofre uma corrosão ambiental mínima, aumentando o tempo de vida dos metais além de possuir um custo inferior a outros procedimentos e ser de fácil aplicação.

Por mais que seja uma técnica eficiente de revestimento, cientistas desenvolvem constantemente estudos visando aumentar ainda mais a resistência a corrosão de eletrodepósitos de zinco, pela adição de aditivos orgânicos. Compostos à base de glicerina são citados na literatura como sendo responsáveis pela elevação da eficiência de deposição e resistência à corrosão de superfícies contendo zinco ou níquel depositados. Segundo os pesquisadores que trabalharam com essa tecnologia, a presença da gli-

cerina promove o refino dos grãos do metal, dando origem a um compósito mais compacto. Porém, deve-se levar em conta que a glicerina pode atuar negativamente no processo de deposição, pois ela pode adsorver no depósito e comprometer a eficiência do procedimento. Vale lembrar que a glicerina é um triálcool, líquido a temperatura ambiente, bastante viscoso e higroscópico.

Um processo já estabelecido de zincagem é o revestimento de estruturas do tipo armaduras para construção civil. É uma técnica conhecida e adotada desde os anos de 1930, e se aplica principalmente a estruturas que são expostas a intempéries de meia ou alta agressividade, como por exemplo ambientes marinhos ou industriais. O revestimento de zinco atua como ânodo de sacrifício, ou seja, quando em contato com ambientes de degradação, o zinco será corroído ao invés do aço. Essa corrosão resultará em uma redução da permeabilidade do material, já que os produtos gerados na corrosão passarão a ocupar espaços vazios do concreto, bloqueando pequenos capilares que poderiam atingir diretamente o aço estrutural.

Figura 10.11 – Estruturas metálicas revestidas com zinco

Fonte: Shutterstock.com/Aleksandr

Atividades

1. Como definir qual o melhor tipo de revestimento a ser utilizado para reduzir os efeitos da corrosão?

2. Qual a diferença entre termoplásticos, termorrígidos e elastômeros? Quais suas principais características? Cite um exemplo de cada.
3. Por que a técnica de cromação, por mais eficiente que seja, vem sendo substituída por outro procedimento? Qual é a técnica que pode substituir a cromação de forma igualmente eficiente?
4. Qual é a diferença entre um sistema contínuo e um sistema em batelada? Se você tivesse que escolher entre um e outro para a fabricação de um produto em grande escala, qual você acha que seria a melhor opção?

Tabela periódica - características e exemplos dos elementos

Prezado(a) aluno(a),

No decorrer deste livro, estudamos diversas características relacionadas a química, dentre elas os elementos que compõem a tabela periódica. É nesta Tabela onde os elementos são organizados e separados de acordo com suas características. Sua organização se dá por ordem crescente dos números atômicos, configuração eletrônica e outras propriedades. Junto a Tabela Periódica, você encontrará um quadro com alguns exemplos onde os elementos químicos podem ser encontrados. Você também irá notar que muitos destes elementos são apenas produzidos em laboratório, ou seja, não são encontrados na natureza. Você poderá ainda observar em imagens os exemplos de aplicação destes elementos. Faça bom proveito.

Elemento	Símbolo químico	Número atômico	Característica dos metais e exemplos de onde são encontrados
O hidrogênio não pertence a nenhum grupo definido. Forma compostos doando um elétron como um metal alcalino ou aceitando um elétron como um halogênio.			
Hidrogênio	H	1	Gás explosivo, elemento mais leve. **Ex:** 90% dos átomos do universo, sol e estrelas, água (H_2O), moléculas orgânicas da vida, etc.
Metais alcalinos: os metais alcalinos são muito reativos e formam facilmente compostos, mas não são encontrados na forma livre na natureza. Eles formam sais, como por exemplo o bicarbonato de sódio e outros compostos. Na forma pura, são metais muito moles que podem entrar em ignição (pegar fogo) quando em contato com a água.			
Lítio	Li	3	Metal mais leve, macio, reativo. **Ex:** Ligas de alumínio leves, baterias, utensílios de cerâmica resistentes a impactos, estabilizador de humor.
Sódio	Na	11	Metal macio, reativo; sal (NaCl), nervos, bicarbonato de sódio, antiácidos, lixívia, sabão, carbonato de sódio, vidro, fabricação de papel, lâmpadas de rua.
Potássio	K	19	Metal macio, reativo; sais, nervos, nutrientes em frutas e legumes, sabão, fertilizantes, potássio, fósforos, pólvora.
Rubídio	Rb	37	Metal macio, reativo; relógios atômicos, navegação global (GPS), limpador de tubos de vácuo.
Césio	Cs	55	Metal macio, derrete em um dia quente, reativo, maiores átomos estáveis; relógios atômicos, navegação global (GPS), limpador de tubos de vácuo.
Frâncio	Fr	87	Átomos radioativos de vida curta maiores que césio; pequenos traços na natureza, estudados em armadilhas de átomos de laser.

Elemento	Símbolo químico	Número atômico	Característica dos metais e exemplos de onde são encontrados
Os metais alcalino-terrosos são reativos e formam facilmente compostos, mas não são encontrados na forma livre na natureza. Seus óxidos são chamados de terras alcalinas. Na forma pura, são metais macios e um tanto quebradiços.			
Berílio	Be	4	Metal leve. **Ex:** Ferramentas anti-faíscas em liga de cobre, aeroespacial, janelas de raios X, gemas de berila: esmeraldas e águas-marinhas, etc.
Magnésio	Mg	12	Metal leve. **Ex:** Clorofila em plantas verdes, talco, basalto, ligas de alumínio, carros, aviões, bicicletas, flares, estrelinhas, antiácidos, etc.
Cálcio	Ca	20	Metal macio. **Ex:** Ossos, dentes, leite, folhas, legumes, conchas, coral, calcário, giz, gesso, gesso, argamassa, cimento, mármore, antiácidos, etc.
Estrôncio	Sr	38	Metal macio. **Ex:** fogos de artifício vermelhos, explosões, fósforos, baterias nucleares, rastreador de diagnóstico médico, precipitação nuclear, etc.
Bário	Ba	56	Metal macio, absorve raios X. **Ex:** Intensificador de contraste para raio-x do estômago, fogos de artifício verdes, branqueador e preenchedor para papel, plástico e borracha, etc.
Rádio	Ra	88	Radioativo, de longa duração. **Ex:** Relógios luminosos (agora banidos), produção médica de rádon, radiografia, desperdício de radiação, etc.

Elemento	Símbolo químico	Número atômico	Característica dos metais e exemplos de onde são encontrados
Os metais de transição são metais típicos: são fortes, brilhantes, maleáveis (podem ser moldados em forma de martelo), flexíveis (em chapas ou fios finos) e conduzem calor e eletricidade.			
Escândio	Sc	21	Metal leve e macio. **Ex:** Ligas de alumínio, bicicletas de corrida, luminárias de estádio, tijolos de forno, etc.
Titânio	Ti	22	Metal leve mais forte, resistente ao calor. **Ex:** Aeroespacial, bicicletas de corrida, juntas artificiais, tinta branca, safiras azuis, etc.
Vanádio	V	23	Metal duro. **Ex:** Aço forte e resistente, estruturas, veículos, molas, eixos de transmissão, ferramentas, aeroespacial, safiras violetas, etc.
Crômio	Cr	24	Metal duro e brilhante. **Ex:** Aço inoxidável (Fe-Cr-Ni), utensílios de cozinha, aquecedores de nicromo, tintas, fitas para gravação, esmeraldas e rubis, etc.
Manganês	Mn	25	Metal duro. **Ex:** Aço duro, trituradores, trilhos, arados, machados, baterias, fertilizantes, ametistas, etc.
Ferro	Fe	26	Metal médio duro, magnético. **Ex:** Ligas de aço são principalmente ferro, estruturas de veículos, ímãs, núcleo da Terra, rochas vermelhas, sangue, etc.
Cobalto	Co	27	Metal duro, magnético. Ex: Aço duro forte, ferramentas de corte, turbinas, ímãs (Al-Ni-Co), vidro azul, cerâmica, vitamina B-12, etc.

Elemento	Símbolo químico	Número atômico	Característica dos metais e exemplos de onde são encontrados
Níquel	Ni	28	Metal médio duro, magnético. **Ex:** Aço inoxidável (Fe-Cr-Ni), utensílios de cozinha, aquecedores de nicromo, baterias de nicad, moedas, o núcleo da Terra, etc.
Cobre	Cu	29	Metal colorido, conduz bem o calor e a eletricidade. **Ex:** Fios, utensílios de cozinha, latão (Cu-Zn), bronze (Cu-Sn), moedas, canos, sangue de siri-azul, etc.
Zinco	Zn	30	Metal não corrosivo. **Ex:** Aço galvanizado, latão (Cu-Zn), baterias, tinta branca, fósforos em TVs e lâmpadas, fertilizantes.
Ítrio	Y	39	Metal macio. **Ex:** Fósforos em TVs coloridas, lasers (YAG, YLF), tijolos de forno, alta temperatura, supercondutores, etc.
Zircônio	Zr	40	Metal resistente a nêutrons não corrosivo. **Ex:** Gasodutos químicos, reatores nucleares, tijolos de fornos, abrasivos, gemas de zircão, etc.
Nióbio	Nb	41	Metal não corrosivo de alto ponto de fusão. **Ex:** Tubulações químicas, supercondutores, trens de levitação magnética, ímãs de ressonância magnética, etc.
Molibdênio	Mo	42	Metal com alto ponto de fusão. Ex: Aço duro, ferramentas de corte, brocas, placas de blindagem, canos de armas, fertilizantes, etc.
Tecnécio	Tc	43	Radioativo, de longa duração. **Ex:** Primeiro elemento criado pelo homem, apenas traços na Terra, mas encontrado nas estrelas, rastreador de diagnóstico médico, etc.

Elemento	Símbolo químico	Número atômico	Característica dos metais e exemplos de onde são encontrados
Rutênio	Ru	44	Metal duro sem corrosão. **Ex:** Contatos elétricos, comutadores de folhas, pontas de caneta, catalisador, produção de hidrogênio, etc.
Ródio	Rh	45	Metal brilhante, sem corrosão. **Ex:** material de laboratório, refletores, contatos elétricos, termopares, catalisadores, controle de poluição, etc.
Paládio	Pd	46	Metal duro sem corrosão, absorve hidrogênio. **Ex:** material de laboratório, contatos elétricos, odontologia, catalisador, controle de poluição, etc.
Prata	Ag	47	Metal macio e brilhante, conduz a melhor eletricidade de todos os elementos. **Ex:** Jóias, talheres, moedas, odontologia, filme fotográfico, etc.
Cádmio	Cd	48	Metal macio sem corrosão, tóxico. **Ex:** Aço galvanizado, baterias nicad, tintas vermelhas e amarelas, aspersores de incêndio, etc.
Háfnio	Hf	72	Metal não corrosivo, absorve nêutrons. **Ex:** Hastes de controle de reatores nucleares em submarinos, eletrodos de tocha de plasma, etc.
Tântalo	Ta	73	Metal não corrosivo de alto ponto de fusão. **Ex:** Material de laboratório, ferramentas cirúrgicas, juntas artificiais, capacitores, telefones celulares, etc.
Tungstênio	W	74	Metal com ponto de fusão mais alto, denso. Ex: Filamentos em lâmpadas e TVs, ferramentas de corte, abrasivos, termopares, etc.

Elemento	Símbolo químico	Número atômico	Característica dos metais e exemplos de onde são encontrados
Rênio	Re	75	Metal denso de alto ponto de fusão. **Ex:** Motores de foguete, bobinas de aquecimento, filamentos de laboratório, contatos elétricos, termopares, catalisadores, etc.
Ósmio	Os	76	Metal duro não corrosivo de alto ponto de fusão, elemento mais denso (igual ao irídio). **Ex:** contatos elétricos, pontas de canetas, agulhas, impressões digitais em pó, etc.
Irídio	Ir	77	Metal duro sem corrosão, elemento mais denso (igual ao ósmio). **Ex:** Material de laboratório, velas de ignição, pontas de caneta, agulhas, etc.
Platina	Pt	78	Metal denso sem corrosão; **Ex:** Material de laboratório, velas de ignição, catalisador, controle de poluição, craqueamento de petróleo, gorduras de processamento, etc.
Ouro	Au	79	Elemento mais maleável, metal colorido denso e sem manchas; **Ex:** Jóias, moedas, folha de ouro ultrafina, contatos elétricos.
Mercúrio	Hg	80	Metal líquido, tóxico. **Ex:** Termômetros, barômetros, termostatos, lâmpadas de rua, lâmpadas fluorescentes, odontologia, etc.
Rutherfórdio	Rf	104	Elemento radioativo com tempo de meia-vida menor que 70 segundos. e sem aplicação conhecida.
Dúbnio	Db	105	Elemento químico artificial, radioativo, meia-vida de 16h e sem aplicação conhecida.

Elemento	Símbolo químico	Número atômico	Característica dos metais e exemplos de onde são encontrados
Seabórgio	Sg	106	Elemento artificial e radiativo, meia-vida de 21 segundos, provavelmente é um sólido prateado e e sem aplicação conhecida.
Bóhrio	Bh	107	Elemento químico sintético, meia-vida de 102 min., utilizado apenas para fins de pesquisa.
Hássio	Hs	108	Elemento artificial, não encontrado na natureza, provavelmente sólido e tempo de meia-vida de 2 milissegundos.
Meitnério	Mt	109	Elemento sintético com meia-vida de 3,4 milissegundos, obtido por fusão nuclear.
Darmstádtio	Ds	110	Elemento químico sintético, provavelmente é um sólido metálico de cor cinza.
Roentgênio	Rg	111	Elemento químico sintético e radioativo; meia-vida de 15 milissegundos; provavelmente é um sólido metálico.
Copernício	Cn	112	Elemento químico sintético, superpesado e radioativo;
Outros metais: Também conhecidos como "metais pobres", são geralmente macios e têm baixas temperaturas de fusão.			
Alumínio	Al	13	Metal leve e sem corrosão. Ex: Utensílios de cozinha, latas, papel alumínio, máquinas, carros, aviões, bicicletas, feldspato, granito, argila, cerâmica, corindo, gemas, etc.
Gálio	Ga	31	Metal macio, derrete em um dia quente;. **Ex:** Semicondutores, diodos emissores de luz (LEDs) (GaAs), luzes de sinalização, pequenos lasers, etc.
Índio	In	49	Metal macio. **Ex:** soldas, vedantes de vidro, revestimentos de vidro, telas de cristal líquido (LCDs), semicondutores, diodos, fotocélulas, etc.

Elemento	Símbolo químico	Número atômico	Característica dos metais e exemplos de onde são encontrados
Estanho	Sn	50	Metal macio sem corrosão. **Ex:** Soldas, latas para alimentos, bronze (Cu-Sn), copos de estanho, fabricação de vidro, aspersores de incêndio, etc.
Tálio	Tl	81	Metal macio, tóxico. **Ex:** Ligas de mercúrio com baixo ponto de fusão, termômetros de baixa temperatura, lâmpadas submarinas, fotocélulas, etc.
Chumbo	Pb	82	Metal denso, macio e sem corrosão, tóxico. **Ex:** Pesos, soldas, baterias, balas, cristais, encanamentos antigos, proteção contra radiação, etc.
Bismuto	Bi	83	Metal quebradiço de baixo ponto de fusão. **Ex:** Soldas, fusíveis, extintores de incêndio (os plugues derretem quando quentes), pigmento cosmético, etc.
Nihônio	Nh	113	Elemento químico sintético, descoberto em 2004 e por isso tem propriedades ainda desconhecidas; tempo de meia-vida muito curto, impossibilitando preparo de seus compostos.
Fleróvio	Fl	114	Elemento químico sintético e radioativo; tempo de vida muito curto, por isso não foram produzidos compostos deste elemento.
Moscóvio	Mc	115	Elemento sintético e radioativo; descoberto em 2004; ainda não foram produzidos compostos deste elemento.
Livermório	Lv	116	Elemento sintético e radioativo; provavelmente é um sólido metálico prateado.

Elemento	Símbolo químico	Número atômico	Característica dos metais e exemplos de onde são encontrados
Semimetais: Também conhecidos como "metaloides", são parcialmente como metais e parcialmente como não metais. Por exemplo, eles são semicondutores, o que significa que eles conduzem eletricidade em algumas condições.			
Boro	B	5	Sólido preto duro. **Ex:** Sabão de bórax, fertilizantes, fibras rígidas, equipamentos esportivos, vidro borossilicato resistente ao calor, semicondutores, etc.
Silício	Si	14	Metalóide duro. **Ex:** Quartzo, granito, areia, solo, argila, cerâmica, vidro, algas, diatomáceas, semicondutores, chips de computador, ladrão de silicone, etc.
Germânio	Ge	32	Metalóide frágil. **Ex:** semicondutores, transistores, retificadores, diodos, fotocélulas, lentes, janelas infravermelhas, etc.
Arsênio	As	33	Metalóide frágil. **Ex:** Venenos, semicondutores, diodos emissores de luz (LEDs) (GaAs), luzes de sinalização, pequenos lasers, etc.
Antimônio	Sb	51	Metalóide frágil. **Ex:** soldas, endurecedor de chumbo, baterias, balas, semicondutores, fotocélulas, fósforos, retardantes de chamas, etc.
Telúrio	Te	52	Metalóide frágil. **Ex:** Ligas, semicondutores, fotocopiadoras, discos de computador, refrigeradores e geradores termoelétricos, etc.
Polônio	Po	84	Radioativo, de longa duração. Primeiro elemento radioativo encontrado, pequenos traços na natureza. **Ex:** Escovas antiestáticas, tabaco, etc.

Elemento	Símbolo químico	Número atômico	Característica dos metais e exemplos de onde são encontrados
Não Metais: Os não-metais em seu estado sólido, geralmente são quebradiços (quebram e não dobram) e são isoladores de calor e eletricidade.			
Carbono	C	6	Diamante duro, grafite macio. **Ex:** Base das moléculas orgânicas da vida, animais, plantas, CO_2, madeira, papel, tecido, plástico, carvão, óleo, gasolina, etc.
Nitrogênio	N	7	Gás não inflamável. **Ex:** 78% do ar, moléculas orgânicas, proteínas, músculos, DNA, amônia, fertilizantes, explosivos (TNT), refrigerantes, etc.
Oxigênio	O	8	Gás incolor. **Ex:** 21% do ar, H2O, 65% do corpo, moléculas orgânicas, sangue, respiração, fogo, metade da crosta terrestre, minerais, óxidos, etc.
Fósforo	P	15	Sólido ceroso branco brilhante (também formas vermelhas e pretas). **Ex:** Ossos, DNA, armazenamento de energia, fosfatos (ATP), fertilizantes, ácidos, detergentes, fósforos, etc.
Enxofre	S	16	Sólido amarelo frágil. **Ex:** Pele, cabelos, ovos, cebola, alho, gambás, fontes termais, vulcões, gesso, borracha, ácidos, fabricação de papel, etc.
Selênio	Se	34	Sólido cinzento frágil. **Ex:** Fotocopiadoras, impressoras a laser, fotocélulas; vidro vermelho, shampoo caspa, borracha, etc.
Halogênios: Os halogênios são não-metais reativos e formam rapidamente compostos, mas não são encontrados livres na natureza. Eles combinam com metais alcalinos para formar sais.			
Flúor	F	9	Gás venenoso amarelado, elemento mais reativo. **Ex:** Fluorita incandescente, creme dental, panelas antiaderentes, refrigerantes CFC, etc.

Elemento	Símbolo químico	Número atômico	Característica dos metais e exemplos de onde são encontrados
Cloro	Cl	17	Gás venenoso esverdeado. **Ex:** Sal (NaCl), alvejante, ácido estomacal, desinfetante, água potável, piscinas, tubos e garrafas de plástico PVC, etc.
Bromo	Br	35	Líquido vermelho escuro. **Ex:** desinfetante, piscinas e spas, filme fotográfico, retardante de chamas, gasolina com chumbo, sedativos, etc.
Iodo	I	53	Sólido preto violeta. **Ex:** Desinfetante para feridas e água potável, adicionado ao sal para prevenir doenças da tireóide, filme fotográfico, etc.
Astato	At	85	Radioativo, de curta duração. **Ex:** Pequenos traços na natureza, medicina contra o câncer etc.
Tenesso	Ts	117	Elemento químico sintético; altamente pesado e instável; descoberto em 2010; ainda não foram produzidos compostos deste elemento.
Gases Nobres: Os gases nobres são inativos ou inertes. Cada átomo tem exatamente o número de elétrons necessário para ter uma camada externa completa, de modo que esses átomos quase nunca se ligam a outros átomos. É por isso que estes são todos os gases.			
Hélio	He	2	Gás inerte, segundo elemento mais leve; **Ex:** fusão nuclear no sol e nas estrelas, balões, lasers, refrigerante super frio, etc.
Neônio	Ne	10	Gás inerte. **Ex:** Tubos de néon vermelho-alaranjado para sinais publicitários, lasers, refrigerante super frio, etc.
Argônio	Ar	18	Gás inerte. **Ex:** 1% de ar, gás inerte mais abundante, lâmpadas, tubos “neon”, lasers, gás de solda, etc.

Elemento	Símbolo químico	Número atômico	Característica dos metais e exemplos de onde são encontrados
Criptônio	Kr	36	Gás inerte. **Ex:** Lâmpadas de alta intensidade, faróis, lanternas, lanternas, tubos "neon", lasers, etc.
Xenônio	Xe	54	Gás inerte. **Ex:** Lâmpadas de alta intensidade, faróis, lâmpadas de estádio, projetores, luzes estroboscópicas, lasers, motores de íons para naves espaciais, etc.
Radônio	Rn	86	Gás radioativo de curta duração, perigo ambiental. **Ex:** Implantes cirúrgicos para tratamento de câncer, etc.
Oganessônio	Og	118	Elemento químico sintético e superpesado; ainda não foram obtidos compostos deste elemento.
Lantanídeos: Também são conhecidos como terras raras, pois se encontram na forma de óxidos. São bastante semelhantes entre si e consideravelmente abundantes na natureza.			
Lantânio	La	57	Metal macio. **Ex:** Vidro óptico, oculares de telescópio, lentes de câmera, pederneiras mais leves, lâmpadas de arco, etc.
Cério	Ce	58	Metal macio. **Ex:** Metal de terras raras mais abundante, pederneiras mais leves, mantos de lâmpadas a gás, fornos autolimpantes, polimento de vidro, etc.
Praseodímio	Pr	59	Metal macio. **Ex:** Óculos de didímio dos trabalhadores da tocha (Pr-Nd), pederneiras mais leves, lâmpadas de arco, ímãs, vidro amarelo, etc.

Elemento	Símbolo químico	Número atômico	Característica dos metais e exemplos de onde são encontrados
Neodímio	Nd	60	Metal macio. **Ex:** Imãs fortes (Nd-Fe-B), motores elétricos, alto-falantes e fones de ouvido, lasers, pederneiras mais leves, etc.
Promécio	Pm	61	Radioativo, de longa duração. **Ex:** Pequenos traços feitos na natureza, mostradores luminosos, medidores de espessura de chapas, etc.
Samário	Sm	62	Metal macio. **Ex:** Ímãs (Sm-Co), motores elétricos, alto-falantes e fones de ouvido, sensores infravermelhos, vidro absorvente de infravermelho, etc.
Európio	Eu	63	Metal macio. **Ex:** Fósforos em TVs coloridas e lâmpadas tricromáticas, tinta luminosa, lasers, etc.
Gadolínio	Gd	64	Metal macio, melhor absorvedor de nêutrons, magnético. **Ex:** Ressonância magnética (MRI), realçador de contraste, fósforo, radiografia de nêutrons, etc.
Térbio	Tb	65	Metal macio. **Ex:** Fósforos em TVs coloridas e lâmpadas tricromáticas, discos de computador, materiais inteligentes magnetostritivos (Terfenol-D), etc.
Disprósio	Dy	66	Metal macio. **Ex:** Hastes de controle nuclear, fósforos de ressonância magnética, discos de computador, materiais inteligentes magnetostrictivos (Terfenol-D), etc.
Hólmio	Ho	67	Metal macio. **Ex:** lasers de infravermelho, cirurgia a laser, telémetros a laser para olhos, discos de computador, filtros de vidro amarelo, etc.

Elemento	Símbolo químico	Número atômico	Característica dos metais e exemplos de onde são encontrados
Érbio	Er	68	Metal macio. **Ex:** Amplificadores de sinal de fibra óptica, laser infravermelho, cirurgia a laser, vidro rosa, óculos de sol, ligas de vanádio, etc.
Túlio	Tm	69	Metal macio. **Ex:** Metal de terras raras estável mais raro, laser infravermelho, cirurgia a laser, fósforo, etc.
Itérbio	Yb	70	Metal macio. **Ex:** Amplificadores de sinal de fibra óptica, lasers de fibra infravermelha, ligas de aço inoxidável, etc.
Lutécio	Lu	71	Metal macio, metal de terras raras mais denso e mais duro. **Ex:** Medicamento fotodinâmico (ativado por luz) para combater o câncer, etc.
Actinídeos: Os metais actinídeos são todos metais pesados radioativos. Eles são utilizados principalmente por suas propriedades radioativas.			
Actínio	Ac	89	Radioativo, de longa duração. **Ex:** Pequenos traços na natureza, medicina contra o câncer, fonte de nêutrons, resíduos de radiação, etc.
Tório	Th	90	Radioativo, de longa duração. **Ex:** Elemento radioativo mais abundante, combustível de reator nuclear, mantos de lâmpadas de gás, filamentos de tungstênio, etc.
Protactínio	Pa	91	Radioativo, de longa duração; **Ex:** Pequenos traços na natureza, sem utilidade, resíduo de radiação.
Urânio	U	92	Radioativo, de longa duração. **Ex:** Denso; combustível de reator nuclear, armas nucleares, contrapesos, balas perfuradoras de armaduras, etc.

Elemento	Símbolo químico	Número atômico	Característica dos metais e exemplos de onde são encontrados
Netúnio	Np	93	Radioativo, de longa duração; **Ex:** Pequenos traços na natureza, detectores de nêutrons, dosímetros, armas nucleares, resíduos de radiação, etc.
Plutônio	Pu	94	Radioativo, de longa duração. **Ex:** Pequenos traços na natureza, combustível de reatores nucleares, energia de naves espaciais, armas nucleares, etc.
Amerício	Am	95	Radioativo, de longa duração. **Ex:** nunca encontrado na natureza, detectores de fumaça, espessura de chapas, medidores, resíduos de radiação, etc.
Cúrio	Cm	96	Radioativo, de longa duração. **Ex:** nunca encontrado na natureza, instrumentos científicos, analisadores de minerais, resíduos de radiação, etc.
Berquélio	Bk	97	Radioativo, de longa duração. **Ex:** Nunca encontrado na natureza, sem uso, resíduo de radiação, etc.
Califórnio	Cf	98	Radioativo, de longa duração. **Ex:** Nunca encontrado na natureza, instrumentos científicos, analisadores de minerais, resíduos de radiação, etc.
Einstênio	Es	99	Elemento químico sintético, metálico e radioativo. **Ex:** Identificado inicialmente nos destroços da bomba de hidrogênio em 1952.
Férmio	Fm	100	É um elemento químico sintético, metálico; foram produzidas poucas partículas deste elemento, por isso pouco se sabe sobre ele.
Mendelévio	Md	101	Elemento químico sintético, metálico e radioativo; não há nenhum uso conhecido para esse elemento.

Elemento	Símbolo químico	Número atômico	Característica dos metais e exemplos de onde são encontrados
Nobélio	No	102	Elemento químico sintético, metálico e radioativo; seu nome é em homenagem a Alfred Nobel; pequenas quantidades desse elemento foram produzidas até agora.
Laurêncio	Lr	103	Elemento químico sintético e radioativo; possui aparência desconhecida; suas propriedades ainda são pouco conhecidas.

Gabarito

1. A química do cotidiano

1. Resposta correta: letra B.

Explicação: nitrogênio e oxigênio são gases, ou seja, podem se misturar, formando então um sistema homogêneo. Além disso, são formados por apenas um átomo, N ou O. Assim, são classificados como substâncias simples.

2. Resposta correta: letra A.

3.

a) 6

b) 6

c) 6

d) 12

e) 6

f) CO_2 (gás carbônico), CH_4 (metano), C_2H_6O (etanol), etc.

4. Resposta correta: letra B.

A resposta é experimentação, uma vez que o estudante apenas observou o fenômeno diversas vezes e anotou o resultado observado. Ele não explica o motivo de a vela se apagar, por isso, não pode ser considerado hipótese ou teoria.

2. A química e suas transformações

1. Resposta correta: C.

Comentário: abaixo de 41 °C, a substância III é sólida. Entre 41 e 195 °C ela é líquida, e acima de 195 °C a substância é gasosa.

2.

a) Ambos os metais são sólidos à temperatura de 25 °C. Acima de 29,8 ºC, o gálio funde e torna-se líquido. O mesmo ocorre com o rubídio quando a temperatura exceder 39 °C.

b) Como a temperatura ambiente é de 20 °C, os metais encontram-se no estado sólido. Uma alternativa seria segurar o gálio com a mão por um instante. Sabendo que a temperatura do corpo humano é de aproximadamente 36,5 °C, ao manusear este metal por alguns instantes, ele irá fundir, ou seja, irá derreter, já que possui ponto de fusão de 29,8 °C.

3. A mistura em questão é considerada homogênea, já que não apresenta separação de fases. Etanol e água são miscíveis e o sal é totalmente solúvel em água. Utilizando o aparato de destilação, deve-se considerar o ponto de ebulição (PE) dos compostos. O PE do etanol é 78,37 °C, ou seja, no processo de destilação, este será removido por primeiro. Já a água possui PE de 100 °C, então, será removida logo após o etanol. Como o NaCl possui ponto de ebulição acima de 1000 °C, ele permanecerá no frasco inicial e não será destilado. Uma alternativa seria a remoção do etanol por destilação e a recuperação do sal de cozinha por cristalização, porém, o tempo de evaporação da água a temperatura ambiente seria mais longo.

4. Sabendo que o coeficiente de solubilidade desse sal é 15 g/100 g de água a 46 ºC, se dobrarmos a quantidade de água, de 100 g para 200 g, o coeficiente de solubilidade do sal também dobrará, indo para 30 g. Por isso, todo o sal será dissolvido e a solução ficará saturada. Na segunda situação, em que o volume permanece igual, haveria a formação de uma solução supersaturada, já que a quantidade do soluto é superior ao coeficiente de solubilidade.

3. Os modelos atômicos e sua evolução

1. **Em seu estado fundamental,** (átomo A) o número atômico (Z) é 16.

Re'solução: primeiro, façamos a distribuição eletrônica do íon A^{2-}:

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ → somando os expoentes, teremos o valor de 18.

Levando em consideração que o íon A^{2-} ganhou 2 elétrons e apresenta a soma de 18, então sabemos que o átomo em seu

estado fundamental possui dois elétrons a menos, ou seja, 16. A distribuição eletrônica nesse caso é: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$.

2. Resposta correta: quatro camadas.

Resolução: a distribuição eletrônica do cádmio em seu estado fundamental ($_{48}Cd$) é:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}$$

No entanto, temos que considerar que no enunciado foi fornecida a seguinte informação: "**cátion** bivalente". A palavra cátion indica o sinal positivo (+), ou seja, perda de elétrons. A palavra bivalente remete a **dois** (bi). Sendo assim, o que se pede é o número de camadas do íon Cd^{2+}.

Dessa forma, a distribuição eletrônica desse íon será:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 4d^{10}.$$

Temos sempre que lembrar que "A retirada (perda) de elétrons acontecerá na última camada eletrônica e não no subnível mais energético", ou seja, serão retirados os dois elétrons da camada O, ou seja, $5s^2$.

3. Resposta correta: **letra D**.

Comentário: ao absorver energia, o elétron salta para a camada mais externa. Ou seja, em ordem crescente, o elétron salta da camada K para a L, de L para M, de M para N e assim sucessivamente. Todas as demais alternativas apresentam um fenômeno de emissão de energia, ou seja, retorno do elétron para a camada mais interna. Nesse fenômeno de retorno há a emissão de energia, chamada de fóton.

4. Resposta correta: **letra D**.

Comentários: no enunciado, foi dito que o átomo em seu estado fundamental possui número atômico 12 e a distribuição eletrônica para este é: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$. Como podemos observar, a distribuição somente vai até a posição $2p^6$ e, somando os expo-

entes, temos que o número total de elétrons é 10. Sendo assim, sabemos que o átomo cujo número atômico é 12 perdeu 2 elétrons. Quando há a perda de elétrons, chamamos o íon formado de cátion, e esse terá sinal positivo. Nesse exemplo, estamos falando do Magnésio (Z = 12), e o cátion representado é o Mg^{2+}.

4. Classificação periódica dos elementos

1. Resposta correta: **letra E**.

Observando as alternativas de A até E, temos a informação de que os elementos só podem ser Lítio, Berílio e Sódio. Apenas sua ordem é desconhecida. Estes elementos fazem parte das famílias IA e IIA. Para facilitar, vamos simular uma parte da tabela periódica:

	IA	IIA
II	Li	Be
III	Na	

O raio atômico cresce da direita para a esquerda e de cima para baixo, ou seja, da seguinte forma:

	IA	IIA
II	Li	Be
III	Na	

Sendo assim, utilizando os valores fornecidos no enunciado, temos a seguinte disposição:

	IA	IIA
II	B 0,125	A 0,0070
III	C 0,161	

O elemento A seria o berílio, o B seria o lítio e o C seria o sódio.

2. Respostas:

a) X = Hélio; Y = Argônio; Z = Berílio, A = Cálcio.

b) X – Elemento que corresponde ao hélio (He).

c) Maior raio: A – cálcio; Maior eletronegatividade: Z = berílio.

Observação: temos que lembrar que os gases nobres não são considerados na definição de eletronegatividade, pois não apresentam caráter positivo nem negativo.

3. Respostas:

a) Apenas o elemento 10 é encontrado líquido à temperatura ambiente. Ele representa o mercúrio (Hg).

b) O elemento 3 corresponde ao flúor e ele não é um gás nobre. O flúor é considerado um halogênio.

c) O elemento 7 é o criptônio e não é um halogênio. O criptônio é um gás nobre.

d) Correto. O elemento 4 (potássio) possui raio atômico maior do que o elemento 5 (vanádio) e menor do que o elemento 9 (tântalo).

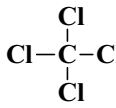
4. Resposta: A = Enxofre (S); B = Magnésio (Mg); C = Flúor (F); D = Potássio (K); E = Lítio (Li).

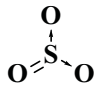
Dos elementos descritos, o elemento C, que corresponde ao flúor (F), possui maior energia de ionização.

5. Ligações químicas e geometria molecular

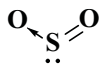
1. Resposta Correta: I = Nitrogênio (N); II = Carbono (C); III) Enxofre (S); IV = Fósforo (P)

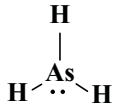
2.

a)  **Geometria Tetraédrica**

b)  **Geometria Trigonal Plana**

c) **Geometria Octaédrica**

d)  **Geometria Angular**

e)  **Geometria Pirâmide Trigonal**

3. Inicialmente, vamos separar os átomos para facilitar a visualização

	Sn	Cl_2	+	Cl_2	→	Sn	Cl_4
N_{ox}:	+2	-1		0		+4	-1

Nessa reação, o Sn é o agente redutor, pois sofreu oxidação de +2 para +4, então assume-se que a molécula de $SnCl_2$ é o agente redutor propriamente dito. O cloro (Cl_2) sofreu redução de zero para -1, por isso, ele é considerado o agente oxidante.

4.

a) IO_3^- : X + (-2) x 3 = -1 → X = +5

b) MnO_3^{2-} : X + (-2) x 3 = -2 → X = +4

c) CrO_4^{2-} : X + (-2) x 4 = -2 → X = +6

d) $PtCl_6^{2-}$: X + (-1) x 6 = -2 → X = +4

6. Ácidos e bases

1. Respostas:

a) hidróxido de lítio;

b) hidróxido de cromo III;

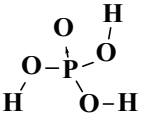
c) hidróxido de ferro II ou hidróxido ferroso;

d) hidróxido de mercúrio II;

e) hidróxido de chumbo IV.

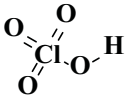
2. Letra C.

3. Letra C.

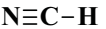


H_3PO_4

H_2S



$HClO_4$



HCN

4. Resposta: $Mg(OH)_2$ – hidróxido de magnésio e $Al(OH)_3$ – hidróxido de alumínio.

Nome comercial: leite de magnésia.

Ambos são considerados bases fortes. O hidróxido de magnésio seria considerado uma base forte pelo fato de o Mg estar localizado na coluna 2A, no entanto, é uma exceção à regra e é considerado uma base fraca.

7. Sais, óxidos e hidretos

1.

a) CO – molecular

b) SO_2 – molecular

c) Na_2O – iônico

d) FeO – iônico

e) CuO – iônico

f) SO_3 – molecular

g) Cl_2O_7 – molecular

h) P_2O_5 – molecular

i) Cu_2O – iônico

j) NO – molecular

2.

X = KNO_3 – Nitrato de potássio

Y = O coeficiente é 2

Z = H_3PO_4 – Ácido fosfórico

W = $Mg(OH)_2$ – Hidróxido de magnésio

3.

a) Ácido sulfuroso

SO_2 – Anidrido sulfuroso – Dióxido de enxofre

b) Ácido carbônico

CO_2 – Anidrido carbônico – Dióxido de carbono

c) Ácido metassilícico

SiO_2 – Anidrido metassilícico – Dióxido de silício

d) Ácido perclórico

Cl_2O_7 – Anidrido perclórico – Heptóxido de dicloro

4.

a) Sal hidratado – Tetraborato de sódio decahidratado

b) Sal básico – Hidroxi-cloreto de magnésio

c) Sal duplo – Sulfato de sódio e potássio

d) Sal ácido – Bicarbonato de sódio (hidrogenocarbonato de sódio)

8. Reações químicas

1.

a) $1\ KClO_4 \rightarrow 1\ KCl + 2\ O_2$

b) $2\ Fe + 3\ H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3\ H_2$

c) $1\ C_{12}H_{22}O_{11} \rightarrow 12\ C + 11\ H_2O$

d) $1\ C_2H_4 + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 2\ H_2O$

e) $1\ C_2H_6O + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$

f) $2\ NaHCO_3 \rightarrow 1\ Na_2CO_3 + 1\ CO_2 + 1\ H_2O$

2. Letra A.

3. Produto A: $BaCrO_4$ = cromato de bário

Produto B: NaCl = cloreto de sódio

Balanceamento: $BaCl_2 + Na_2CrO_4 \rightarrow BaCrO_4 + 2\ NaCl\downarrow$

4.

a) $CO_2 + \mathbf{2}\ NaOH \rightarrow \mathbf{Na_2CO_3 + H_2O}$

b) $SO_3 + HCl \rightarrow$ **não ocorre reação pois ambos são ácidos**

c) $Al_2O_3 + \mathbf{3}\ H_2SO_4 \rightarrow \mathbf{Al_2(SO_4)_3 + 3\ H_2O}$

d) $CO + KOH \rightarrow$ **não ocorre reação pois o CO é um óxido neutro**

e) $MgO + \mathbf{2}\ HCl \rightarrow \mathbf{MgCl_2 + H_2O}$

f) $Fe_2O_3 + \mathbf{8}\ HCl \rightarrow \mathbf{FeCl_2 + 2\ FeCl_3 + 4\ H_2O}$ **(o Fe_2O_3 é um óxido duplo formado pelo FeO e Fe_2O_3)**

g) $Na_2O_2 + NaOH \rightarrow$ **não ocorre reação pois o Na_2O_2 é um peróxido**

h) $K_2O + H_2SO_4 \rightarrow \mathbf{K_2SO_4 + H_2O}$

9. Cálculo estequiométrico

1. Primeiramente, sabendo que a densidade da água é 1,0 $g \cdot mL^{-1}$, afirmamos que 120 mL de água possuem massa de 120 g.

a) A massa molar da água é 18 $g \cdot mol^{-1}$, então:

1 mol de moléculas de água ------ 18 g

X ------ 120 g

X = 6,7 mol de moléculas de água

Ou então, utilizando a fórmula:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{m}{M} \quad n = \frac{120}{18} \quad \boldsymbol{n = 6,7}\ \textbf{mol}$$

b) 1 mol de moléculas de água contém

18 g·mol^{-1} ------ 6,02·10^{23} moléculas

90 g ------ X

X = 4,01·10^{24} moléculas de água

c) Nesse cálculo devemos considerar a estrutura molecular da água: H_2O. Para cada átomo de oxigênio temos dois átomos de hidrogênio. Determinamos na letra B que o número de moléculas de água nesse exercício é **4,01·10^{24} moléculas**. Podemos agora determinar o número de átomos de oxigênio efetuando regra de três:

1 molécula de água ------ 1 átomo de oxigênio

4,01·10^{24} moléculas ----- X

X = 4,01·10^{24} átomos de oxigênio

d) A resolução desta alternativa é exatamente igual à anterior, em que foi determinado o número de átomos de oxigênio. No entanto, devemos considerar agora que cada molécula de água contém 2 átomos de hidrogênio:

1 molécula de água ------ 2 átomos de hidrogênio

4,01·10^{24} moléculas ----- X

X = 8,02·10^{24} átomos de hidrogênio

e) Como nas alternativas C e D determinamos o número de átomos de O e H de forma independente, aqui basta somar os valores obtidos e teremos o número total de átomos:

Total = $4{,}01 \cdot 10^{24}$ átomos de oxigênio + $8{,}02 \cdot 10^{24}$ átomos de hidrogênio

Total = $12{,}03 \cdot 10^{24}$ átomos

2. Inicialmente precisamos balancear a equação:

$$\mathbf{Ca_3(PO_4)_2 + 3\,H_2SO_4 \longrightarrow 2\,H_3PO_4 + CaSO_4}$$

A massa molecular do $Ca_3(PO_4)_2$ é 310 g·mol^{-1} e a massa do H_3PO_4 é 98 g·mol^{-1}.

310 g·mol^{-1} de $Ca_3(PO_4)_2$ ------ 2·98 g·mol^{-1} de H_3PO_4

39 g ------ X

X = 24,7 g de H_3PO_4

3. Primeiramente, devemos escrever e balancear a equação que corresponde a essa reação.

$$\mathbf{CaCO_3 \xrightarrow{calor} CaO + CO_2}$$

A massa do $CaCO_3$ é 100 g e o volume que 1 mol ocupa nas CNTP é 22,4 L. Podemos agora construir a regra de três.

100 g de $CaCO_3$ ------ 22,4 L

270 g de $CaCO_3$ ------ X

X = 61,1 L de CO_2 serão produzidos.

O próximo passo é corrigir o valor encontrado para se adequar às CNTP. Vamos usar a seguinte fórmula:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0}$$

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0} \qquad \frac{608 \cdot V}{300} = \frac{760 \cdot 61{,}1}{273} \qquad V = \mathbf{83{,}9\ L}$$

Portanto, após correção para as condições das CNTP, o volume de CO_2 produzido foi de 83,9 L.

4. Primeiramente, temos que escrever a equação balanceada que representa o enunciado:

$$\mathbf{2\ C_2H_2 + 5\ O_2 \longrightarrow 4\ CO_2 + 2\ H_2O}$$

Sabemos que 1 mol de qualquer substância contém $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas. Então, montamos a regra de três:

$5 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas de O_2 ------ $2 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2O

$1{,}3 \cdot 10^{23}$ moléculas de O_2 ------- X

X = 0,52 moléculas de H_2O serão produzidas pela queima completa do acetileno.

10. Processos químicos industriais

1. Há uma diversidade de parâmetros de devem ser avaliados. Primeiramente, deve-se levar em consideração o tipo de superfície a ser recoberta. Ela pode ser um metal (zinco, aço, ferro etc.) ou até mesmo superfícies como paredes, pisos, dentre outros. Em consequência disso, deve-se avaliar o motivo do revestimento: redução de corrosão, isolamento térmico ou impermeabilização. Ou seja, a escolha do material de revestimento deve atender à necessidade do usuário. Não existe um revestimento melhor do que o outro. Existe o revestimento que se adequa melhor a uma condição enquanto outro não tem um comportamento adequado para tal uso.

2.

- **Termoplásticos**: são os plásticos convencionais, também conhecidos por serem os principais plásticos comerciais.

Possuem a vantagem de poder ser fundidos diversas vezes, o que viabiliza a sua reciclagem. Os termoplásticos podem ser rígidos, maleáveis ou até mesmo frágeis. Os principais termoplásticos que são comercializados são: polietileno, polipropileno, politereftalato de etileno (PET), policloreto de vinila (PVC), dentre outros.

- **Termorrígidos**: é uma classe de plástico bastante estável a variação de temperatura, porém bastante rígida e frágil. Não possui a propriedade de ser fundida novamente; sendo assim, a reciclagem é inviável. Os principais exemplos de plásticos termofixos são a baquelite, utilizada em tomadas, o poliéster, usado em caixas de água e piscinas, entre outros.
- **Elastômeros**: são plásticos do tipo borrachas, posicionando-se em uma classe intermediária entre os termoplásticos e os termofixos. Esses materiais não apresentam facilidade de fusão, mas também não são rígidos como os termofixos. Sua reciclagem é dificultada devido a sua propriedade elástica. Os principais exemplos de elastômeros são pneus, mangueiras, vedações etc.

3. O uso da técnica de cromação gera uma grande quantidade de resíduos sólidos e efluentes que são nocivos a organismos e ao meio ambiente como um todo. No caso do cromo, há a possibilidade de desprendimento do seu estado hexavalente, que é considerado tóxico e cancerígeno. Além disso, deve-se redobrar a atenção para o risco de acidentes ambientais e problemas relacionados a isso. A técnica de zincagem surge como uma alternativa bastante promissora, atuando como uma proteção catódica, impedindo totalmente ou retardando a corrosão metálica. O revestimento sofre uma corrosão ambiental mínima, aumentando o tempo de vida dos metais, além de possuir um custo inferior a outros procedimentos e ser de fácil aplicação.

4. Um sistema em **batelada** é quando todos os reagentes são adicionados a um reator e, após ocorrer o fenômeno desejado, o produto é retirado. Na sequência, o reator é preparado nova-

mente, novos reagentes são adicionados e reinicia-se todo o processamento. Já no sistema **contínuo**, o reator é constantemente alimentado e o produto é constantemente retirado. Não há intervalos entre as etapas, tudo acontece simultaneamente.

No âmbito do melhor processo, a resposta é abrangente e varia de acordo com o produto a ser obtido. Geralmente processos em sistemas contínuos permitem a obtenção de um maior número de produtos em menor tempo, uma vez que não há a necessidade de parar um reator para abastecimento, já que isso é feito continuamente. No entanto, devemos considerar que processos em batelada podem ser mais rastreáveis, já que os sistemas são alimentados de tempos em tempos. Caso ocorra um defeito no produto com necessidade de descarte, muitas vezes o lote que foi produzido é pequeno, ou seja, o prejuízo é menor.

Assim como na escolha dos melhores revestimentos, é difícil escolher qual o melhor processo. O tamanho da indústria, a velocidade de produção e outros parâmetros influenciam diretamente na escolha da metodologia a ser utilizada.

Referências

ABE, I. Y.; PEREYRA, I. Fabrication of transparent conductive thin films based on multi-walled carbon nanotubes. **ECS Transactions**, v. 49, p. 255-261, 2012.

ARAUJO, A.; SOBRINHO, P.S.; PANOSSIAN, Z. Estruturas zincadas por imersão a quente em concreto armado. **Corrosão e Proteção**, n. 55, p. 18-24, 2015.

ATKINS, P.; JONES, L. **Princípios de química**: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 5. ed. Porto Alegre: Bookman, 2012.

BADOTTI, A.V.B. **Avaliação do processo de metalização superficial aplicado a peças obtidas por estereolitografia**. Dissertação de mestrado (Engenharia Mecânica) – Universidade Federal de Santa Catarina, Florianópolis, 2003. 149f.

CAMPANHER, C. G. **Otimização experimental em processo de galvanização de arames de camada pesada**. Dissertação de Mestrado (Mestrado em Engenharia) – Universidade Federal do Rio Grande do Sul, Porto Alegre, 2009. 111f.

CARRIEL, R. C. **Caracterização de filmes finos de TiO2 obtidos por deposição química em fase de vapor**. Dissertação (Mestrado em Ciências) – IPEN, Autarquia da Universidade de São Paulo, São Paulo. 2015. 58f.

COLLINS, C. H.; BRAGA, G. L.; BONATO, P. S. **Fundamentos de cromatografia**. Campinas: Editora da UNICAMP, 2006. 452p.

FELTRE, R. **Química**, v. 1, 6. ed. São Paulo: Moderna, 2004.

JESUS, M. D. **Efeito do glicerol como aditivo para resistência a corrosão do revestimento de zinco obtido através de eletrodeposição**. Dissertação de Mestrado (Engenharia Química) – Universidade Federal da Bahia, Salvador, 2015. 81f.

KOTZ, J.C. et al. **Química geral e reações químicas**, v. 1, 3. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2016.

LIMA, A. C. A. C.; ROCHA, G. S.; KONAGANO, N. Y. H. A utilização de plásticos na construção civil. In: **XL CONGRESSO BRASILEIRO DE EDUCAÇÃO EM ENGENHARIA**, Belém–PA, 2012.

LIMA, C. R. C.; SOUZA, N. F. C.; CAMARGO, F. Estudo das características de revestimentos poliméricos aplicados por aspersão térmica para proteção contra desgaste e corrosão de substratos metálicos. **Soldagem e Insepeção***,* v. 17, n. 14, p. 369-375, 2012.

MAHAN, B. H. **Química**: um curso universitário. 4. ed. São Paulo: Blucher, 1995.

NICOLETTI, C. D. Quatro novos elementos na tabela periódica de Mendeleev: o que muda na prática? **Revista Virtual de Química**, v. 8, n. 5, 2016.

SANTOS, R. B. **Desenvolvimento de revestimentos poliméricos para liberação controlada de ureia**. Dissertação de Mestrado (Mestrado em Química) – Universidade de São Paulo, São Carlos, 2015. 80f.

SCHULZ, U.; SCHALLENBERG, U. B.; KAISER, N. Antireflection coating design for plastic optics. **Applied Optics**, v. 41, n. 16, p. 3107-3110, 2002.

SOLOMONS, T. W. G.; FRYHLE, C. G. **Organic chemistry**. 10. ed. John Wiley & Sons, 2013.

TOLENTINO, N. M. C. **Processos químicos industriais**: matérias primas, técnicas de produção e métodos de controle de corrosão. 1. ed. São Paulo: Érica, 2015.

USBERCO, J.; SALVADOR, E. **Química**. 7. ed. São Paulo: Saraiva, 2006.

Nessa obra serão revistos conceitos os fundamentais de química, bem como a introdução de conteúdos que podem ser novidade para alguns de vocês. Iremos destacar a química do cotidiano e contextualizar sobre como estamos mergulhados nesses assuntos que muitas vezes são temidos por todos.

Veremos também que os elementos químicos e toda a matéria pode ser encontrada em diferentes estados físicos. Também iremos aprender um pouco mais sobre misturas e como separá-las, sempre que for possível.

No decorrer dos capítulos, veremos as diferentes teorias que foram postuladas com o passar dos anos, entenderemos como diferentes pesquisadores foram melhorando a definição de átomo até chegar no que conhecemos nos dias de hoje.

Estudaremos a tabela periódica, suas famílias e períodos e com isso poderemos entender como diferentes compostos são formados. Veremos um pouco sobre ácidos, bases, sais e outros diferentes tipos de compostos.

Conhecendo estes compostos, poderemos entender brevemente como acontecem as reações químicas, como a quantidade de um determinado reagente é importante para a formação de um produto bem como casos gerais que podem ser previstos.

Por final, serão apresentados alguns processos químicos que envolvem as todas as reações citadas no decorrer do livro e através de exemplos poderemos entender como a química está presente no nosso dia-a-dia.

EDITORA FAEL

ISBN 978-65-99068-50-8

9 786599 068508